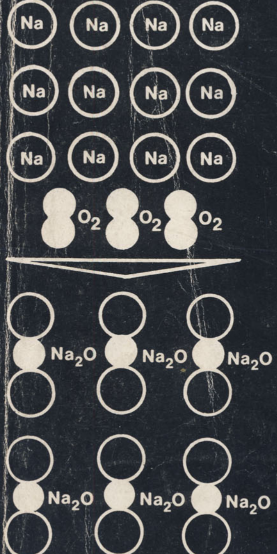
MINISTERUL ÎNVĂŢĂMÂNTULUI

CORNELIA GHEORGHIU CLAUDIA PANAIT

Chimia

Manual pentru clasa a VIII-a

VIII



Editura
Didactică
şi
Pedagogică, R.A.
Bucureşti
1997

MINISTERUL ÎNVĂȚĂMÂNTULUI

Cornelia Gheorghiu
profesor emerit

Dr. Claudia Panait
profesor universitar

Chimia

Manual pentru clasa a VIII-a

Editura Didactică și Pedagogică, R.A. – București

Manualul a fost elaborat în anul 1975 și a fost revizuit în anii 1977, 1980 și 1992 pe baza programei școlare cu nr. 32665/1993, valabilă în perioada de tranziție.

Capitolele 1–8, 13 au fost elaborate de Cornelia Gheorghiu
Capitolele 9–12 au fost elaborate de dr. Claudia Panait

ISBN 973-30-5377-5

© Toate drepturile asupra acestei ediții sunt rezervate E. D. P, R.A. - București

Redactor de carte: ing. Mariana Cărbunar
Tehnoredactor: Petre Nazâru
Ilustrator: Petre Popescu
Coperta: Nicolae Sârbu

Culegere și paginare computerizată
Secția Fotoculegere – Imprimeria Coresi

Coli de tipar 14
Bun de tipar: 1.XI.1996
Tiparul executat sub comanda nr. 60 444/43 048

Regia Autonomă a Imprimeriilor
Imprimeria „CORESI" București
România

1 Introducere în studiul elementelor chimice

1.1. Structura atomului

Atomul este o componentă a materiei, neutru din punct de vedere electric, de dimensiuni foarte reduse și cu o structură complexă.

Studii îndelungate au condus la concluzia că atomul se caracterizează prin următoarele proprietăți:

- este o particulă materială,
- invizibilă,
- în continuă mișcare,
- divizibilă prin procedee fizice,
- neutră din punct de vedere electric,
- poate exista independent,
- participă efectiv în reacțiile chimice.

Atomul se definește ca fiind cea mai mică particulă dintr-o substanță, care, prin procedee chimice obișnuite, nu mai poate fi fragmentată în particule mai simple.

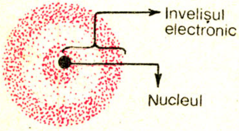


Fig. 1.1. Părțile componente ale unui atom.

Diferite substanțe simple sunt alcătuite din atomi diferiți; aceștia se deosebesc prin structură, masă, dimensiuni și proprietăți.

Atomul oricărui element chimic este alcătuit din două părți distincte:

- partea centrală, numită *nucleul* atomului,
- regiunea exterioară, numită *învelișul electronic* al atomului (fig. 1.1).

1.1.1 Nucleul atomului

Nucleul corespunde unei particule materiale care, într-un volum extrem de mic $\left(\text{diametrul nucleului este de ordinul } \frac{1}{10^{12}} \text{ cm}\right)$, concentrează aproape toată masa atomului.

Particulele cuprinse în nucleu se numesc *nucleoni.*

Cei mai importanți nucleoni sunt:

> Ce puteți presupune despre masa nucleului în comparație cu masa atomului?

– protonul $^{1}_{+1}p$, particulă materială încărcată cu o sarcină electrică pozitivă și cu masa relativă egală cu 1;

– neutronul $^{1}_{0}n$, particulă materială neutră din punct de vedere electric și cu masa aproximativ egală cu a protonului.

Fiecare tip de atom are un anumit număr de protoni în nucleu. De exemplu, nucleul atomului de hidrogen are un proton, cel al atomului de heliu 2 protoni etc. Numărul protonilor din nucleu este o caracteristică a atomului. El reprezintă sarcina nucleară a acestuia.

Numărul protonilor din nucleu se numește număr atomic și se notează cu *Z*.

Se deduce deci că numărul atomic al hidrogenului este $Z = 1$, iar al heliului, $Z = 2$.

O substanță simplă este alcătuită din atomi cu același număr de protoni în nucleu, deci cu același număr atomic *Z*. De exemplu, toți atomii de hidrogen au 1 proton în nucleu. Ei diferă de atomii de heliu, care au în nucleu 2 protoni, de atomii de oxigen cu 8 protoni în nucleu etc.

În același timp, atomul este caracterizat și de numărul total de particule din nucleu (numărul de protoni *Z* + numărul de neutroni *n*).

Suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleu se numește număr de masă și se notează cu *A*.

Cele două caracteristici ale atomului, *Z* și *A*, preced simbolul chimic, atunci când dorim să reprezentăm complet un element. Exemplele de mai sus pot fi reprezentate astfel:

$$^{A=1}_{Z=1}\mathrm{H} \qquad ^{A=4}_{Z=2}\mathrm{He} \qquad ^{A=16}_{Z=8}\mathrm{O}$$

Din numărul atomic *Z* și numărul de masă *A* se poate deduce numărul neutronilor *n* cuprins în nucleul atomului:

$$n = A - Z$$

Se cunosc specii de atomi cu numere atomice, *Z* identice, dar cu numere de masă *A* diferite.

Speciile de atomi cu același număr de protoni (deci aceeași sarcină nucleară *Z*), dar cu număr de neutroni diferiți, poartă numele de izotopi.

În natură, majoritatea elementelor sunt amestecuri de izotopi. În tabelul 1.1 sunt cuprinse o serie de elemente și principalii izotopi ai acestora.

Tabelul 1.1

Elementul	Numărul nucleonilor			Observații
	Protoni $_{+1}^{1}p$	Neutroni $_{0}^{1}n$	Total $Z+n$	
0	1	2	3	4
Hidrogenul H	1 1 1	0 1 2	1 2 3*	Hidrogenul natural cuprinde 99,984% hidrogen ușor $_{1}^{1}H$ (protiu) și 0,016% hidrogen greu $_{1}^{2}H$ (deuteriu). Hidrogenul $_{1}^{3}H$ (tritiu) se obține pe cale artificială.
Carbonul C	6 6 6	6 7 8	12 13 14	Izotopul $_{6}^{12}C$ se găsește în natură în proporție de 98,9%, iar izotopul $_{6}^{13}C$ în proporție de 1,1%.
Azotul N	7 7	7 8	14 15	Izotopul $_{7}^{14}N$ se găsește în amestecul natural de azot în proporție de 99,6%, iar izotopul $_{7}^{15}N$ în proporție de 0,4%.
Oxigenul O	8 8 8	8 9 10	16 17 18*	Cel mai frecvent izotop de oxigen este $_{8}^{16}O$–99,76%. Ceilalți doi izotopi se găsesc în proporții foarte reduse: $_{8}^{17}O$–0,04%; $_{8}^{18}O$–0,20%.
Siliciul Si	14 14 14	14* 15 16	28 29 30	Proporțiile în care se găsesc izotopii siliciului sunt: $_{14}^{28}Si$–92,2%; $_{14}^{29}Si$–4,7%; $_{14}^{30}Si$–3,1%.
Clorul Cl	17 17	18 20	35 37	În mod natural clorul este un amestec de 75,4% izotop $_{17}^{35}Cl$ și 24,6% izotop $_{17}^{37}Cl$.
Staniul Sn	50 50 50 50 50 50 50 50 50 50	62 64 65 66 67 68 69 70 72 74	112 114 115 116 117 118 119 120 122 124	Staniul se găsește sub forma unui amestec a 10 izotopi stabili, și anume: $_{50}^{112}Sn$–0,94%; $_{50}^{114}Sn$–0,65%; $_{50}^{115}Sn$–0,33%; $_{50}^{116}Sn$–14,36%; $_{50}^{117}Sn$–7,51%; $_{50}^{118}Sn$–24,21%; $_{50}^{119}Sn$–8,45%; $_{50}^{120}Sn$–33,11%; $_{50}^{122}Sn$–4,61%; $_{50}^{124}Sn$–5,83%
Uraniul U	92 92 92	146 143 142	238** 235** 234**	Toți cei 3 izotopi ai uraniului emit în mod spontan și continuu radiații, sunt deci izotopi radioactivi.

* Izotop radioactiv obținut în urma unor reacții nucleare pe care le veți studia la fizică în clasele superioare.

** Izotopi radioactivi.

Din tabelul 1.1 rezultă că numărul izotopilor diferă de la un element la altul și că orice izotop este caracterizat prin numărul atomic Z și numărul total de particule din nucleu: $A = Z + n$.

Izotopii se notează prescurtat prin simbolul elementului, precedat de numărul atomic Z și numărul de masă A. Deci pentru un element E, un izotop oarecare al acestuia se va nota: ${}^{A}_{Z}\mathrm{E}$.

În natură se cunosc însă și elemente compuse din atomi identici (monoizotopice), ca de ex: fluorul ${}^{19}_{9}\mathrm{F}$; sodiul ${}^{23}_{11}\mathrm{Na}$; aluminiul ${}^{27}_{13}\mathrm{Al}$; fosforul ${}^{30}_{15}\mathrm{P}$ etc.

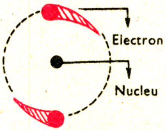
Izotopii aceluiași element, având același număr atomic Z, au același număr de electroni și aceeași structură a învelișului electronic, deci și aceleași proprietăți chimice. Aceștia au însă unele proprietăți fizice diferite, datorită masei atomice diferite.

Cunoscând că fluorul are $Z = 9$ și $A = 19$, determinați numărul și denumirea particulelor componente ale nucleului atomului acestui element.

Nucleul atomului, indiferent cărui atom aparține, nu se modifică în timpul reacțiilor chimice.

Stabilitatea mare a nucleului se datorează existenței *forțelor nucleare*, care se manifestă prin atracții foarte puternice între toți nucleonii.

1.1.2 Învelișul de electroni al atomului



←**Fig. 1.2.** Electronii se deplasează în jurul nucleului cu viteze foarte mari.

În jurul nucleului se deplasează, cu viteze foarte mari, particule materiale încărcate negativ, numite *electroni* (fig. 1.2).

Totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului formează învelișul de electroni al atomului.

Electronul ${}^{0}_{-1}e$ este o particulă fundamentală cu sarcină electrică negativă −1, cu masa neglijabilă (de aproximativ 1 840 de ori mai mică decât cea a atomului de hidrogen) și cu dimensiuni foarte reduse $\left(\text{diametrul său este de } \frac{1,4}{10^{13}}\,\text{cm}\right)$.

Știind că atomul de clor are $Z = 17$, stabiliți câți electroni are atomul acestui element.

Deoarece atomul este neutru din punct de vedere electric, numărul sarcinilor negative este egal cu numărul sarcinilor pozitive. În consecință, numărul electronilor din învelișul de electroni este egal cu numărul protonilor din nucleul atomului.

Cercetările au dovedit că învelișul electronic este format din unul până la șapte straturi, care înfășoară nucleul la distanțe diferite. Acestea se numerotează de la nucleu spre exterior cu cifre arabe: 1, 2, 3, 4 etc. sau cu litere: *K, L, M, N* etc. (fig. 1.3).

Numărul maxim de electroni, N_{max}, care se pot plasa pe un strat este dat de relația:

$$N_{max} = 2n_s^2,$$

în care n_s este numărul stratului *.

Aplicând relația de mai sus, se poate deduce numărul maxim de electroni de pe un strat.

De exemplu:

stratul 1 *(K)* cuprinde unul până la maximum 2 electroni $2 \cdot 1^2$

stratul 2 *(L)* cuprinde unul până la maximum 8 electroni $2 \cdot 2^2$

stratul 3 *(M)* cuprinde unul până la maximum 18 electroni $2 \cdot 3^2$

stratul 4 *(N)* cuprinde unul până la maximum 32 electroni $2 \cdot 4^2$

Structurile de 2 electroni pe primul strat *(K)*, respectiv de 8 electroni pe ultimul strat, cunoscute sub numele de *dublet*, respectiv *octet*, corespund unor structuri stabile.

Electronii fiecărui strat au anumite energii. Energia electronilor crește de la stratul *K* spre exterior (fig. 1.4). În ocuparea straturilor, electronii tind să se aranjeze pe straturi de energie cât mai joase, așa cum rezultă din tabelul 1.2.

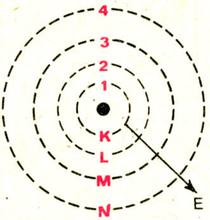


Fig. 1.3. Straturi electronice.

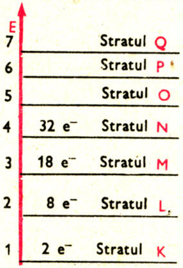


Fig. 1.4. Graficul variației energiei.

* *Atenție!* Nu confundați numărul stratului electronic n_s cu numărul neutronilor din nucleu, chiar dacă pentru notare se utilizează aceeași literă n.

Tabelul 1.2

Nr. atomic Z	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Nr. electronilor pe straturi			Observații
			K	*L*	*M*	
1	Hidrogen	H	1			Un singur electron pe stratul *K*.
2	Heliu	He	2			Structură stabilă de dublet.
3 4 5 6 7 8 9	Litiu Beriliu Bor Carbon Azot Oxigen Fluor	Li Be B C N O F	2 2 2 2 2 2 2	1 2 3 4 5 6 7		Atomii elementelor au primul strat *(K)* complet ocupat și stratul doi *(L)* în curs de completare.
10	Neon	Ne	2	8		Primele două straturi complet ocupate (*K*-dublet, *L*-octet).
11 12 13 14 15 16 17	Sodiu Magneziu Aluminiu Siliciu Fosfor Sulf Clor	Na Mg Al Si P S Cl	2 2 2 2 2 2 2	8 8 8 8 8 8 8	1 2 3 4 5 6 7	Atomii elementelor au primele două straturi complet ocupate și stratul trei *(M)* în curs de completare.
18	Argon	Ar	2	8	8	Pe stratul *K* structură stabilă de dublet; pe straturile *L* și *M* structuri stabile de octet.

Dacă se consideră elementele așezate în ordinea crescândă a numărului atomic, se remarcă faptul că învelișul electronic a două elemente succesive diferă printr-un electron care poartă numele de *electron distinctiv*.

> Cum se vor repartiza pe straturi electronii elementului care are $Z = 11$?

Electronul distinctiv se plasează, la multe elemente, pe stratul în curs de completare până se atinge numărul maxim, iar apoi pe stratul imediat superior*. Întrucât proprietățile elementelor sunt determinate de numărul și repartiția electronilor pe straturi, structura învelișului electronic are o deosebită importanță pentru stabilirea valenței și a proprietăților chimice ale elementelor.

* Excepțiile de la această regulă vor fi prezentate parțial în tabelul 1.3 și studiate detaliat în clasele superioare.

1.2. Sistemul periodic al elementelor

Aranjându-se elementele în ordinea crescândă a sarcinii nucleare, s-a remarcat că unele proprietăți se repetă în mod periodic. Plasând, unele sub altele, elementele care au același număr de electroni pe ultimul strat, se obține o clasificare reprezentată sub forma unui tabel cunoscut sub numele de *sistemul periodic al elementelor* (vezi sistemul de la sfârșitul manualului). Această clasificare are la bază *legea periodicității.*

Proprietățile fizice și chimice ale elementelor se repetă în mod periodic, deci sunt funcții periodice ale sarcinii nucleare *Z*.

Analizând cu atenție structura sistemului periodic al elementelor, se observă că el cuprinde șiruri orizontale numite *perioade* și coloane verticale numite *grupe.*

Șirul cuprins între două gaze rare succesive se numește perioadă. Coloanele verticale care cuprind elementele cu aceeași configurație electronică pe ultimul strat se numesc grupe.

Perioadele sunt în număr de 7 și se notează cu cifre arabe.

După numărul elementelor cuprinse, perioadele se clasifică în două categorii:

– perioade mici – 1, 2, 3 – care cuprind 2 sau 8 elemente;

– perioade mari – 4, 5, 6 – care cuprind 18 sau 32 elemente.

Grupele sunt în număr de 18 și se notează cu cifre romane*. Dintre acestea, 8 sunt grupe principale (pe fond roșu) și 10 grupe secundare (pe fond albastru).

Grupele principale – I *a*, II *a*, ..., VIII *a* – cuprind elementele în atomii cărora electronul distinctiv se plasează pe ultimul strat.

Grupele secundare – I *b*, II *b*, ..., VIII *b* – cuprind elementele în atomii cărora electronul distinctiv se plasează pe penultimul strat**. Toate aceste elemente au caracter metalic și se numesc metale tranziționale.

Din punctul de vedere al stratului care primește electronul distinctiv, diferența dintre atomii elementelor situate în grupele principale și secundare rezultă din tabelul 1.3 în care sunt cuprinse elementele perioadei a 4-a.

---

* În conformitate cu recomandările Uniunii Internaționale de Chimie Pură și Aplicată (IUPAC), desemnarea grupelor sistemului periodic se face și prin cifre arabe, de la stânga la dreapta, de la 1 la 18 (vezi sistemul periodic de la sfârșitul manualului).

** Cauza care determină plasarea electronului distinctiv pe stratul exterior sau pe unul din straturile interioare va fi studiată în clasele superioare.

Tabelul 1.3

Denumirea	Simbolul chimic	Nr. atomic Z	Repartiția electronilor				Observații
			K	L	M	N	
Potasiu	K	19	2	8	8	1	Elemente situate în grupele principale I[a] și II[a] ale sistemului periodic
Calciu	Ca	20	2	8	8	2	
Scandiu	Sc	21	2	8	9	2	Elemente situate în grupele secundare ale sistemului periodic și care primesc electronul distinctiv pe penultimul strat
Titan	Ti	22	2	8	10	2	
Vanadiu	V	23	2	8	11	2	
⋮							
Fier*	Fe	26	2	8	14	2	
⋮							
Cupru	Cu	29	2	8	18	1	
Zinc	Zn	30	2	8	18	2	
Galiu	Ga	31	2	8	18	3	Elemente situate în grupele principale III[a]–VIII[a] ale sistemului periodic și care primesc electronul distinctiv pe ultimul strat
Germaniu	Ge	32	2	8	18	4	
Arsen	As	33	2	8	18	5	
Seleniu	Se	34	2	8	18	6	
Brom	Br	35	2	8	18	7	
Kripton	Kr	36	2	8	18	8	

Grupele secundare corespunzătoare lantanidelor și actinidelor cuprind elementele în atomii cărora electronul distinctiv se plasează pe antepenultimul strat (vezi tabelul 1.4).

Tabelul 1.4

Denumirea	Simbolul chimic	Nr. atomic Z	Repartiția electronilor							Observații
			K	L	M	N	O	P	Q	
Lantan	La	57	2	8	18	18	9	2		Elemente numite lantanide care primesc electronul distinctiv pe stratul N (antepenultimul strat).
Ceriu	Ce	58	2	8	18	20	8	2		
Praseodim	Pr	59	2	8	18	21	8	2		
Neodim	Nd	60	2	8	18	22	8	2		
Prometiu	Pm	61	2	8	18	23	8	2		
Samariu	Sm	62	2	8	18	24	8	2		
⋮	⋮	⋮	⋮							
Tuliu	Tm	69	2	8	18	31	8	2		
Yterbiu	Yb	70	2	8	18	32	8	2		
Lutețiu	Lu	71	2	8	18	32	9	2		
Hafniu	Hf	72	2	8	18	32	10	2		Element care primește electronul distinctiv pe penultimul strat.

* Rețineți structura învelișului electronic al atomilor de fier și de cupru, întrucât aceste elemente vor fi studiate la sfârșitul anului școlar.

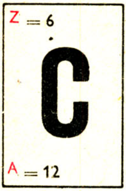


Fig. 1.5. Căsuța carbonului din sistemul periodic.

Din intersecțiile liniilor care delimitează grupele și perioadele rezultă „căsuțe“ în care se notează simbolul elementului, numărul atomic *Z* și uneori masa atomică. În figura 1.5 este reprezentată căsuța elementului carbon. Masa atomică, în acest caz, este egală cu numărul de masă *A*.

Legătura dintre structura atomului și sistemul periodic

Numărul atomic Z, notat pentru fiecare element, este de mare importanță întrucât el *indică:*

– *numărul protonilor din nucleul atomului;*

– *numărul electronilor din învelișul de electroni;*

– *ordinea în care se succed elementele în sistemul periodic* (numărul de ordine).

De exemplu, atomul de oxigen $\left(^{A=16}_{Z=\ 8}O\right)$ conține 8 protoni în nucleu și 8 electroni în învelișul de electroni. Oxigenul este deci al 8-lea element în sistemul periodic.

Pentru elementele din grupele principale *numărul electronilor de pe ultimul strat este egal cu numărul grupei.* De exemplu, magneziul și calciul sunt situate în grupa a II-a principală, pentru că atomii lor au doi electroni pe ultimul strat. Cunoscând deci în ce grupă este situat un element, se poate determina numărul electronilor de pe ultimul strat al atomului respectiv.

Numărul straturilor electronice este egal cu numărul perioadei. De exemplu, magneziul și aluminiul sunt situate în perioada a 3-a, pentru că au în curs de completare stratul al 3-lea *(M).*

Cunoscând deci în ce perioadă este situat un element, se poate deduce numărul stratului periferic în curs de completare.

> În ce perioadă și în ce grupă va fi situat elementul cu $Z = 9$?

> Ce configurație electronică are elementul situat în perioada a 3-a, grupa a VI-a?

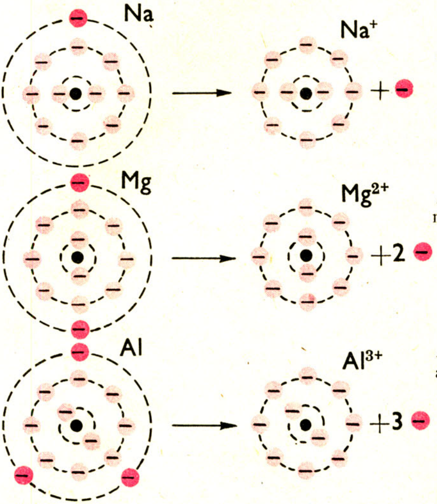
1.3. Elemente cu caracter electropozitiv și elemente cu caracter electronegativ

În tendința de a ajunge la o structură stabilă (dublet sau octet), sub influența unor factori externi, un atom poate ceda sau accepta unul sau mai mulți electroni. În consecință atomul își pierde caracterul neutru și capătă fie o sarcină electrică pozitivă, egală cu numărul electronilor cedați, fie o sarcină electrică negativă, egală cu numărul electronilor acceptați.

Atomul încărcat cu sarcină electrică, datorită numărului diferit de electroni în comparație cu numărul protonilor din nucleu, se numește ion. Transformarea unui atom în ionul respectiv se numește ionizare.

Atomii cu un număr mic de electroni pe ultimul strat (1–3 electroni) au tendința de a forma ioni pozitivi.

De exemplu:



$Na\cdot \longrightarrow Na^{+} + e^{-}$

Atom de sodiu → Ion de sodiu

$Mg\!: \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$

Atom de magneziu → Ion de magneziu

$\dot{Al}\!: \longrightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$

Atom de aluminiu → Ion de aluminiu

← **Fig. 1.6.** Ionizare prin cedare de electroni.

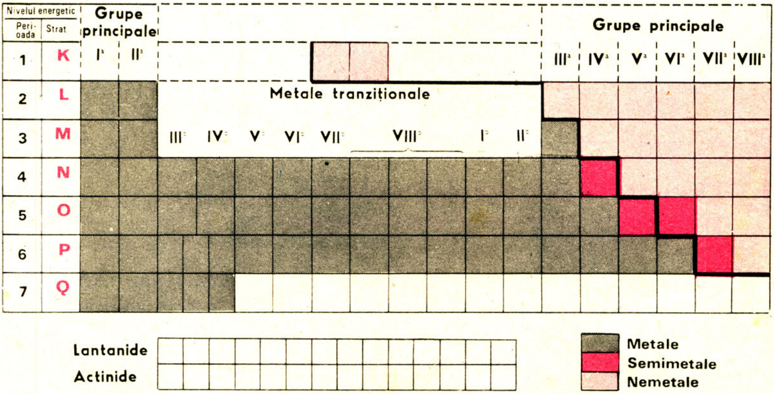


Fig. 1.7. Poziția metalelor și nemetalelor în sistemul periodic.

> Reprezentați procesul de ionizare a atomului de calciu.

Elementele care au tendința de a forma ioni pozitivi se numesc *elemente cu caracter electropozitiv.* Metalele au caracter electropozitiv și se găsesc situate în sistemul periodic în grupele principale I, II și III, în partea de jos a grupelor IV, V, VI principale și în toate grupele secundare (fig. 1.7).

Atomii care au 7–5 electroni pe ultimul strat au tendința de a forma ioni negativi.

De exemplu:

$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot \quad + e^- \longrightarrow \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$

Atom de clor — Ion de clor

$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{S}}\cdot \quad + 2e^- \longrightarrow \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:^{2-}$

Atom de sulf — Ion de sulf

$:\dot{\underset{\cdot}{P}}\cdot \quad + 3e^- \longrightarrow \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{P}}:^{3-}$

Atom de fosfor — Ion de fosfor

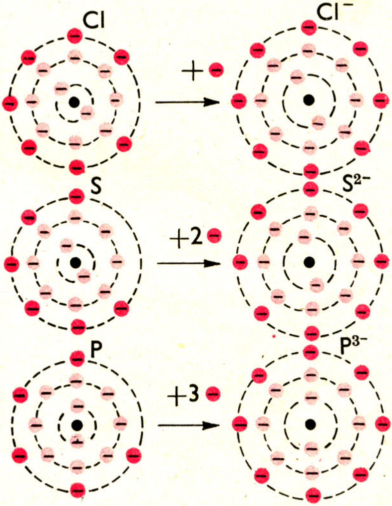


Fig. 1.8. Ionizarea prin acceptare de electroni.

> Reprezentați procesul de ionizare a atomului de oxigen.

Elementele care au tendința de a forma ioni negativi se numesc *elemente cu caracter electronegativ.* Nemetalele, cu excepția gazelor rare, au caracter electronegativ și se găsesc în sistemul periodic în grupele principale VII, VI, V și IV, deasupra liniei îngroșate (fig. 1.7).

Valența elementelor ai căror atomi se transformă ușor în ioni se numește electrovalență.

Electrovalența elementelor cu caracter electropozitiv este pozitivă și egală cu numărul electronilor cedați; electrovalența elementelor electronegative este negativă și egală cu numărul electronilor acceptați.

Teme de control

1. Se dau elementele cu următoarele caracteristici:

$^{A=12}_{Z=6}C$; $^{A=13}_{Z=6}C$; $^{A=14}_{Z=6}C$

$^{A=28}_{Z=14}Si$; $^{A=29}_{Z=14}Si$; $^{A=30}_{Z=14}Si$

și se cere să se determine:

a) ce particule cuprinde nucleul fiecărei specii de atom,
b) structura învelișului electronic pentru fiecare element dat,
c) poziția în sistemul periodic al elementelor.

2. Cunoscând că un element are pe stratul L 6 electroni, stabiliți:

a) care este elementul,
b) structura atomului respectiv,
c) poziția în sistemul periodic,
d) caracterul chimic și electrochimic al elementului dat.

3. Ce ioni pot forma atomii următoarelor elemente: calciul, $Z = 20$; sulful, $Z = 16$; litiul, $Z = 3$ și fluorul, $Z = 9$.

1.4. Legături chimice

În reacțiile chimice atomii elementelor tind să-și realizeze pe ultimul strat structura stabilă a gazului rar cel mai apropiat. Ca urmare, se produc interacții prin intermediul electronilor, formând așa-numitele *legături chimice* între atomi.

Legăturile chimice se realizează fie prin *cedare* sau *acceptare* de electroni, fie prin *punere în comun* a unuia sau a mai multor electroni.

Electronii care participă la realizarea legăturilor chimice se numesc electroni de valență.

Cele mai importante *tipuri de legături chimice* sunt:

– *legătura electrovalentă* sau *ionică,* creată în urma unui transfer de electroni (cedare-acceptare);

– *legătura covalentă* sau *atomică,* creată prin punere în comun de electroni.

1.4.1. Legătura electrovalentă sau ionică

Elementele cu caracter puternic electropozitiv, în reacție cu elementele cu caracter puternic electronegativ, formează compuși care prezintă legătură ionică sau electrovalentă.

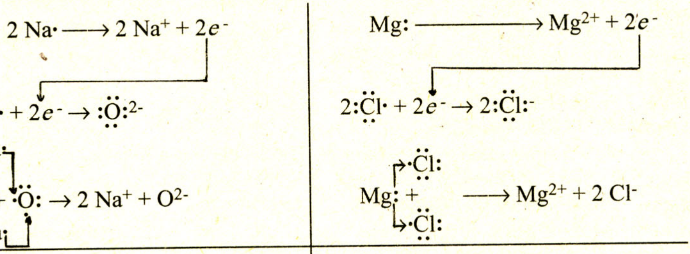
În formarea legăturii ionice se disting două etape:

Etapa I: formarea ionilor.

Etapa a II-a: exercitarea forței electrostatice de atracție dintre ionii de semn contrar formați.

Să luăm drept exemplu formarea oxidului de sodiu și a clorurii de magneziu:

Etapa I



Etapa a II-a

$2\ Na^+ + O^{2-} \rightarrow 2\ Na^+O^{2-}$

Ioni de sodiu; Ion de oxigen; sau Na_2O Oxid de sodiu (compus ionic)

$Mg^{2+} + 2\ Cl^- \longrightarrow Mg^{2+}2Cl^-$

Ion de magneziu; Ioni de clor; sau $MgCl_2$ Clorură de magneziu (compus ionic)

> Reprezentați formarea legăturii ionice în cazul compușilor KCl și CaO.

Compușii ionici formați, Na_2O și $MgCl_2$ sunt neutri din punct de vedere electric și au o stabilitate mult mai mare decât cea a atomilor inițiali, întrucât ionii componenți au structuri stabile de octet.

Legătura chimică care se stabilește între ionii de semn contrar se numește legătură ionică sau electrovalentă.

În general, substanțele ionice prezintă puncte de topire ridicate datorită puternicelor forțe de atracție care se exercită între ioni.

În soluție și topitură, ionii capătă mobilitate mare, fapt care explică proprietatea compușilor ionici de a fi buni conducători de electricitate (fig. 1.9).

Compușii ionici nu formează molecule, ci rețele cristaline în care ionii de semn contrar alternează.

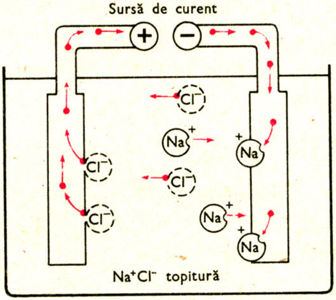


Fig. 1.9.
Mobilitatea ionilor în topitură.

1.4.2. Legătura covalentă

Din paragraful 1.4 se cunoaște că atomii elementelor, în tendința de a-și realiza pe ultimul strat structura stabilă a gazului rar cel mai apropiat, pot pune în comun unul sau mai mulți electroni de valență formând astfel legături covalente între atomi.

Această legătură este specifică elementelor cu caracter electrochimic identic sau puțin diferențiat.

De exemplu, atomii de hidrogen pun în comun câte un electron și formează molecule diatomice H_2, în care fiecare atom de hidrogen dobândește o structură stabilă de dublet (fig. 1.10).

Atomii de fluor formează, în mod similar, molecule diatomice de F_2, în care fiecare atom capătă o configurație stabilă de octet (fig. 1.11).

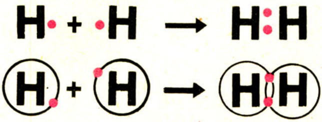


Fig. 1.10.
Formarea moleculei de hidrogen.

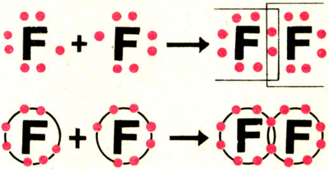


Fig. 1.11.
Formarea moleculei de fluor.

Reprezentați formarea moleculei de Cl_2.

Modelele compacte ale celor două molecule (H_2 și F_2) sunt prezentate în figura 1.12.

Structuri stabile de octet se pot realiza și prin participarea mai multor electroni.

De exemplu, molecula diatomică de azot N_2 se formează prin punerea în comun a câte trei electroni de către fiecare atom de azot (fig. 1.13).

Legătura formată prin punere în comun a electronilor între doi atomi se numește legătură covalentă.

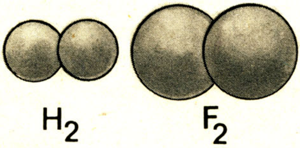


Fig. 1.12.
Modele compacte ale moleculelor de H_2 și F_2.

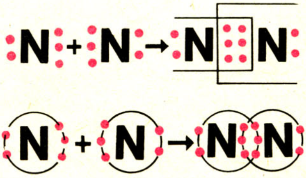


Fig. 1.13.
Formarea moleculei de azot.

În figura 1.14 este reprezentat modelul compact al moleculei de azot, N_2.

Legături covalente se pot forma și între atomi diferiți.

Să luăm drept exemplu combinațiile cu hidrogenul ale elementelor din perioada a 2-a: fluorul, oxigenul, azotul și carbonul.

Formarea legăturilor covalente în cadrul moleculelor de acid fluorhidric, apă, amoniac și metan rezultă clar din figurile 1.15; 1.16; 1.17; 1.18.

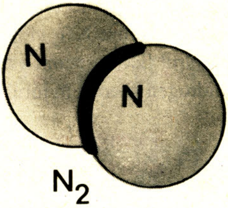


Fig. 1.14. Model compact al moleculei de N_2.

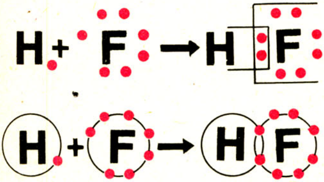


Fig. 1.15. Formarea moleculei de acid fluorhidric.

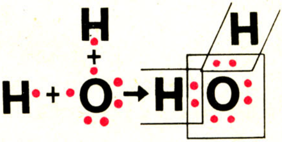


Fig. 1.16. Formarea moleculei de apă.

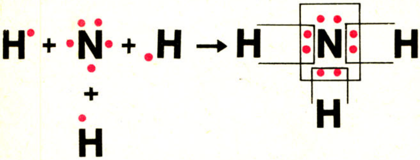


Fig. 1.17. Formarea moleculei de amoniac.

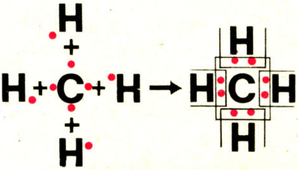


Fig. 1.18. Formarea moleculei de metan.

În figura 1.19 sunt ilustrate modelele compacte ale acestor patru molecule.

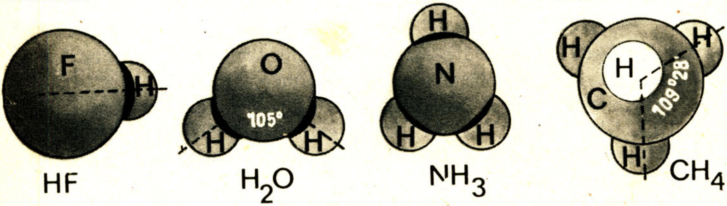


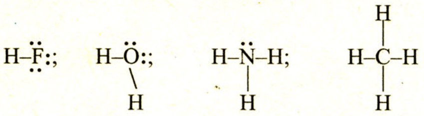
Fig. 1.19. Modelele compacte ale moleculelor: HF; H_2O; NH_3 și CH_4.

Ca și moleculele de H_2, Cl_2 și N_2, moleculele de acid fluorhidric HF, apă H_2O, amoniac NH_3 și metan CH_4 prezintă o mare stabilitate datorită faptului că în jurul fiecărui atom s-a creat o structură stabilă (de dublet în jurul atomului de hidrogen și octet în jurul celorlalți atomi).

Valența exprimată prin numărul perechilor de electroni puși în comun se numește covalență.

Perechea comună de electroni se notează în mod convențional printr-o liniuță de valență:

De exemplu:



Din aceste exemple rezultă că hidrogenul și fluorul sunt monocovalente, oxigenul este dicovalent, azotul tricovalent, iar carbonul tetracovalent.

În legătura covalentă, creată între atomi de același fel, perechea comună de electroni aparține în egală măsură ambilor atomi. O astfel de legătură se numește *legătură covalentă nepolară,* iar molecula corespunzătoare, *moleculă nepolară.* Moleculele de hidrogen, fluor și azot sunt deci molecule nepolare.

În general, în moleculele care cuprind atomi proveniți de la elemente diferite și nu prezintă simetrie, de ex. HF, H_2O, NH_3, perechea comună de electroni este atrasă mai mult spre atomul mai electronegativ (F, O, N – vezi reprezentările moleculelor de acid fluorhidric, apă și amoniac).

Astfel de molecule se numesc *polare,* iar legătura corespunzătoare *legătură covalentă polară.*

Ce tip de legătură vor prezenta HCl și H_2S?

Electronii care nu participă la legătura covalentă se numesc electroni neparticipanți. Astfel, atomul de fluor în acidul fluorhidric are 3 perechi de electroni neparticipanți, atomul de oxigen în apă are 2 perechi de electroni neparticipanți, iar atomul de azot în amoniac are o pereche de electroni neparticipanți.

Perechile de electroni neparticipanți pot fi notate atât ca în figurile: 1.10, 1.11, 1.13, 1.15, 1.16, 1.17 și 1.18, cât și ca în exemplele din figura 1.20, în care, fiecare liniuță roșie, plasată la atomul de fluor, oxigen sau azot reprezintă un dublet electronic liber.

În condiții speciale, la o pereche de electroni neparticipanți se poate atașa un atom sau un ion. De exemplu, la perechea de electroni neparticipanți ai

atomului de azot din amoniac se poate atașa ionul de hidrogen H^+, provenit din apă H_2O, acid clorhidric HCl sau altă substanță capabilă să cedeze protoni.

Astfel se formează o nouă legătură covalentă, în care perechea comună de electroni provine de la un singur atom (azotul) (fig. 1.21).

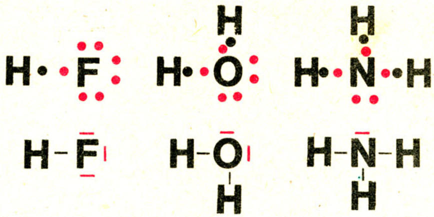


Fig. 1.20. Modele moleculare (de tip Lewis) ale HF, H_2O și NH_3.

Reprezentați grafic formarea hidroxidului de amoniu NH_4OH folosind drept model figura 1.21.

Acest tip de legătură se numește *donor-acceptor* sau legătură covalent-coordinativă. În cazul exemplificat (v. fig. 1.21), atomul de azot este *donorul*, iar ionul de hidrogen (protonul) este *acceptorul.*

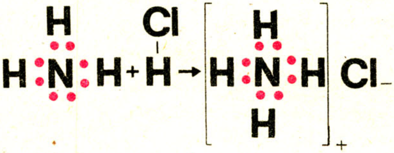


Fig. 1.21. Formarea clorurii de amoniu.

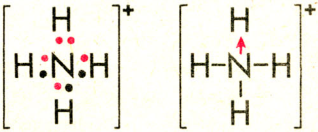


Fig. 1.22 Model molecular (de tip Lewis) al ionului NH_4^+.

În figura 1.22, săgeata reprezintă legătura covalent-coordinativă îndreptată de la donor (N) spre acceptor (H^+). Practica a demonstrat că cele patru legături N – H sunt identice, deși una dintre acestea se formează prin participare inegală de electroni. În consecință, legătura covalent-coordinativă sau donor-acceptor este un caz particular al legăturii covalente.

Noua particulă formată posedă o sarcină pozitivă, deoarece încărcarea ionului de hidrogen se repartizează uniform întregului grup de atomi. Denumirea ionului poliatomic format este *ionul amoniu.* El se comportă ca un metal monovalent și se întâlnește în sărurile de amoniu:

NH_4Cl – clorura de amoniu, $(NH_4)_2SO_4$ – sulfatul de amoniu,

$(NH_4)_2CO_3$ – carbonatul de amoniu etc.

Legătura covalentă se deosebește de legătura ionică prin rigiditatea ei (atomii sunt legați fix între ei).

De asemenea, substanțele cu legătură covalentă se deosebesc de compușii ionici, prin faptul că prezintă puncte de topire și fierbere joase.

Exerciții și probleme recapitulative

1) Ce particule cuprind nucleele atomilor ale căror caracteristici sunt:

$$Z=8\begin{cases}A=16\\A=17;\\A=18\end{cases}\quad Z=12\begin{cases}A=24\\A=25;\\A=26\end{cases}\quad Z=17\begin{cases}A=35\\A=37;\end{cases}\quad Z=7\begin{cases}A=14\\A=15\end{cases}$$

2) Cum vor fi repartizați pe straturi electronii elementelor:

$$_{Z=6}C \qquad _{Z=9}F \qquad _{Z=13}Al \qquad \text{și} \qquad _{Z=16}S$$

3) În ce grupă și în ce perioadă vor fi situate elementele cu numerele atomice:

$Z = 7$; $Z = 11$ și $Z = 15$.

4) Ce configurație electronică are atomul elementului situat în perioada a 3-a grupa a IV-a principală?

5) De ce siliciul ($Z = 14$), fosforul ($Z = 15$), sulful ($Z = 16$) și clorul ($Z = 17$) sunt situate în perioada a 3-a, iar beriliul ($Z = 4$), magneziul ($Z = 12$) și calciul ($Z = 20$) sunt situate în grupa a II-a principală?

6) Ce ioni pot forma atomii următoarelor elemente: litiu ($Z = 3$), sulf ($Z = 16$), magneziu ($Z = 12$) și clor ($Z = 17$)?

7) Stabiliți greșelile din relațiile de mai jos:

$Li \longrightarrow Li^{2+} + e^-$ $\qquad$ $Al \longrightarrow Al^{3+} + 2e^-$

$F + 2e^- \longrightarrow F^-$ $\qquad$ $S + 3e^- \longrightarrow S^-$.

8) Dați două exemple de elemente ce pot forma ioni pozitivi, două exemple de elemente ce pot forma ioni negativi și două exemple de elemente ce nu pot forma ioni.

9) Stabiliți care din afirmațiile de mai jos sunt corecte și care sunt incorecte:
- fluorul este constant monovalent,
- fluorul formează ioni negativi monovalenți,
- fluorul are aceeași valență în HF și în NaF,
- fluorul este situat în sistemul periodic în perioada a 7-a și grupa a II-a.

10) Ce tip de legătură prezintă oxidul de potasiu K_2O? Dar fluorura de calciu CaF_2?

11) Ce tip de legătură se formează în molecula de clor? Dar în molecula de acid clorhidric? Reprezentați și comparați cele două tipuri de legături.

12) În figura 1.23, pe orizontală, este cuprinsă o clasificare studiată în acest capitol.

Completați inițial coloanele verticale utilizând informațiile de mai jos și apoi stabiliți ce clasificare cuprinde desenul dat.

Vertical

1. Oxid de: a) metal divalent din perioada a 4-a,
   b) element cu $Z = 12$,
   c) metal alcalin cu caracter electropozitiv mai pronunțat decât al sodiului,
   d) natriu.
2. .... de bucătărie.
3. Sărurile acidului clorhidric.

4. Altă denumire a legăturii electrovalente.

5. Compusul ionic este .... din punct de vedere electric.

6. Particule formate în urma punerii în comun a electronilor.

7. Substanță binară în care atomul central are Z = 7.

8. Substanță compusă foarte răspândită în natură și care se găsește în toate cele trei stări de agregare.

9. Element din grupa a VII-a principală care formează molecule diatomice nepolare.

10. Elementul care formează molecule diatomice în care fiecare atom are o structură stabilă de dublet.

11. Substanță compusă în care atomul central este un element tetracovalent.

12. Totalitatea atomilor de același tip.

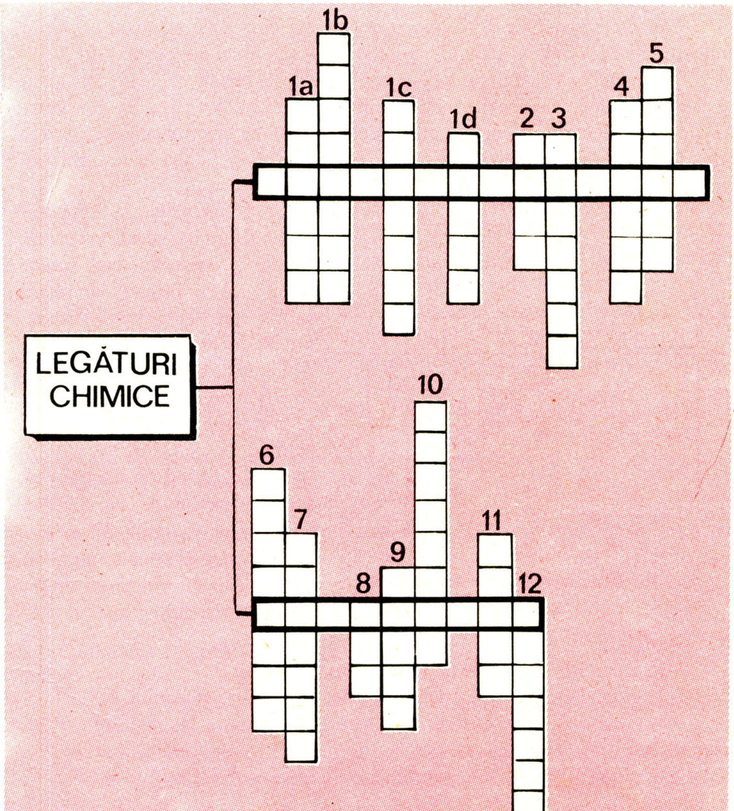


Fig. 1.23. Rebus chimic.

I Nemetale

2 Caractere generale ale nemetalelor

2.1. Poziția nemetalelor în sistemul periodic

Nemetalele, numite și metaloizi, reprezintă grupul de elemente situat în colțul din dreapta sus a sistemului periodic, deasupra liniei îngroșate (v.fig.1.7).

Limitarea în sistemul periodic a nemetalelor de metale se poate considera că este realizată de elementele: bor, B; siliciu, Si; arsen, As; telur, Te și astatin, At (fig. 2.1). Nemetalele cuprind elementele cu caracter electronegativ și gazele rare. Cel mai electronegativ nemetal este fluorul, F, după care urmează oxigenul, O și clorul, Cl.

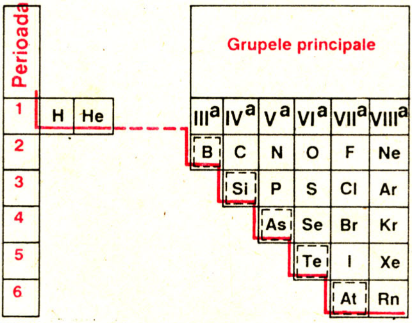


Fig. 2.1. Poziția nemetalelor în sistemul periodic

Nemetalele, la temperatură obișnuită, sunt substanțe solide și gazoase, unul singur fiind lichid, bromul. În stare solidă, spre deosebire de metale, nu au luciu metalic, sunt rele conducătoare de căldură și electricitate, sunt sfărâmicioase și formează oxizi cu caracter acid.

Analizând cu atenție sistemul periodic de la sfârșitul manualului și figura 2.1 se remarcă faptul că numărul nemetalelor dintr-o grupă crește o dată cu numărul grupei.

Astfel:

– în grupa IIIa se găsește un singur nemetal, borul, B;

– în grupa IVa se găsesc două nemetale: carbonul, C și siliciul, Si;

– în grupa Va se găsesc trei nemetale: azotul, N; fosforul, P și arseniul, As;

– în grupa VIa se găsesc patru nemetale: oxigenul, O; sulful, S; seleniul, Se; telurul, Te;

– în grupa VII^a se găsesc cinci nemetale, cunoscute și sub numele de halogeni: fluorul, F; clorul,Cl; bromul, Br; iodul, I și astatinul,At;

– în grupa VIII^a se găsesc tot cinci nemetale și anume gazele rare: neonul, Ne; argonul, Ar; kriptonul, Kr; xenonul, Xe și radonul, Rn.

Ce gaz rar nu aparține grupei VIII^a și de ce?

În chimie, grupele principale III^a, IV^a, V^a și VI^a poartă denumirea primului element din grupă. De exemplu, grupa IV^a este grupa carbonului, grupa V^a grupa azotului, grupa VI^a grupa oxigenului. Grupele principale VII^a și VIII^a, care cuprind numai nemetale, au denumiri speciale: grupa VII^a se numește grupa halogenilor, iar grupa VIII^a, grupa gazelor rare.

Urmărind în figura 2.1 poziția nemetalelor în perioade, se observă faptul că șirul nemetalelor dintr-o perioadă se încheie întotdeauna cu un gaz rar. Astfel, la sfârșitul perioadei 1 se găsește heliul, He, care are o configurație electronică stabilă de dublet (2electroni) pe primul strat. La sfârșitul perioadelor 2, 3, 4, 5 și 6 se găsesc gazele rare anterior menționate (Ne, Ar, Kr, Xe și Rd), care prezintă pe ultimul strat o structură stabilă, de octet, așa după cum rezultă și din figura 2.2.

Ce gaze rare se găsesc la sfârșitul perioadelor 3 și 4?

Structurile atomice ale tuturor nemetalelor din sistemul periodic sunt reprezentate în figura 2.2.

Urmărind cu atenție configurațiile electronice ale nemetalelor din figura 2.2, se constată următoarele:

a) Toate nemetalele, indiferent de grupa sau perioada în care se găsesc, primesc electronul distinctiv pe ultimul strat. Dacă se notează ultimul strat cu *n* și nemetalul cu simbolul general al unui element oarecare „E“, rezultă că toate nemetalele sunt elemente de tip E_n.

Cum vă explicați valența diferită a S și P, deși ambele nemetale se găsesc în aceeași perioadă?

b) Nemetalele din aceeași perioadă au același număr de straturi electronice, dar număr diferit de electroni pe ultimul strat, deci valență diferită.

c) Nemetalele din aceeași grupă au raza atomică diferită, aceasta crescând în grupă de sus în jos, o dată cu numărul straturilor electronice.

d) Nemetalele din aceeași grupă au același număr de electroni pe ultimul strat (electroni de valență), dar plasați în straturi cu raze diferite.

e) Nemetalele situate în aceeași grupă prezintă aceeași electrovalență față de elementele cu un puternic caracter electropozitiv și aceeași covalență față de hidrogen și oxigen.

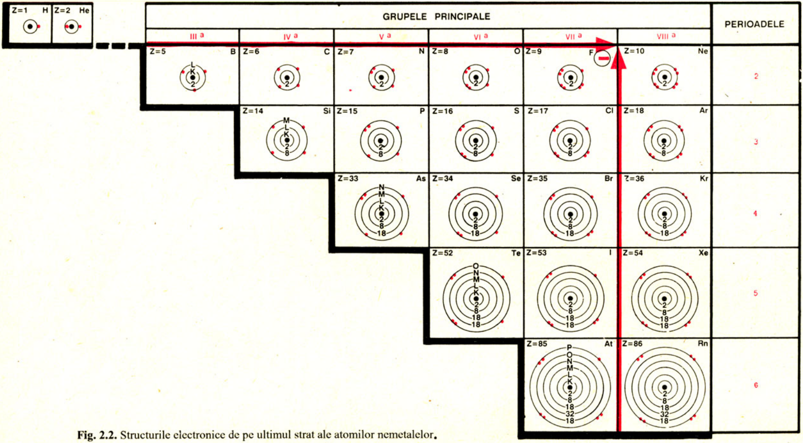


Fig. 2.2. Structurile electronice de pe ultimul strat ale atomilor nemetalelor.

De ce clorul are caracter nemetalic mai puternic decât sulful și bromul?

f) Caracterul electronegativ al nemetalelor crește în perioadă de la grupa III^a la grupa VIII^a, deci de la stânga la dreapta și scade în grupă de sus în jos, deci o dată cu creșterea numărului atomic Z.

2.2. Variația caracterului nemetalic în perioade și în grupe

Variația caracterului nemetalic în perioadă se poate demonstra experimental urmărind caracterul acid al oxizilor nemetalelor din perioada a 3-a (siliciu, Si; fosfor, P; sulf, S și clor, Cl), precum și tăria oxiacizilor acestora.

Demonstrație experimentală

Tema 1. Într-o eprubetă se introduce o cantitate mică de nisip, SiO_2 și se adaugă apă. Se agită eprubeta și se urmărește dacă are loc vreun proces chimic (fig. 2.3). Se încălzește eprubeta până la fierberea apei și se observă dacă au loc fenomene chimice. Ce se remarcă?

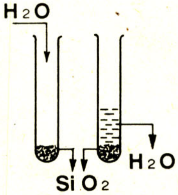


Fig. 2.3. Comportarea dioxidului de siliciu față de apă.

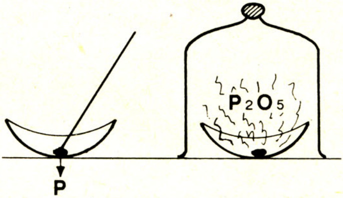


Fig. 2.4. Reacția pentaoxidului de fosfor cu apa

Tema 2. Pe o sticlă de ceas, plasată sub nișă, se pune o bucățică de fosfor alb de mărimea unui bob de grâu (fig. 2.4). Cu un fir de fier încălzit puternic în flacăra unui bec de gaz, se atinge fosforul. De îndată ce fosforul se aprinde, se acoperă sticla de ceas cu un clopot de sticlă pe al cărui perete interior s-a fixat de mai înainte, prin umectare, o hârtie albastră de turnesol. Se închide nișa și se privesc fenomenele prin geamul acesteia. Ce se observă?

Atenție! Executați experiența cu multă grijă, deoarece pentaoxidul de fosfor format este foarte toxic!

Tema 3. În trei eprubete diferite se toarnă câte 5 ml de soluție de acid fosforic, H_3PO_4, acid sulfuric, H_2SO_4 și acid percloric, $HClO_4$. Se adaugă apoi, în fiecare eprubetă câte 5 picături de soluție de turnesol (fig. 2.5). Ce colorație capătă indicatorul sub acțiunea celor 3 acizi? Ce nuanțe distingeți în fiecare eprubetă?

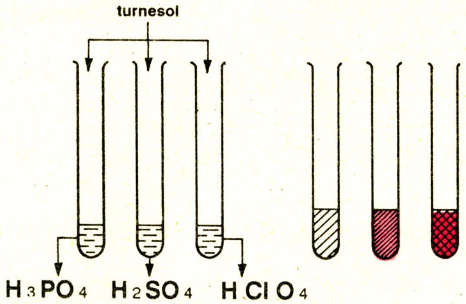


Fig. 2.5. Acțiunea acizilor fosforic, sulfuric și percloric asupra turnesolului.

Explicația fenomenelor și concluzii. Din experimentele efectuate rezultă:

Tema 1. **Dioxidul de siliciu, SiO_2 (nisipul) nu reacționează cu apa nici la rece, nici la cald, deși el este un oxid acid și se comportă ca anhidrida acidului silicic.**

Tema 2. **Pentaoxidul de fosfor, rezultat în urma arderii fosforului, reacționează cu apa din hârtia umedă de turnesol, chiar pe suprafața acesteia și formează H_3PO_4, care înroșește indicatorul.**

Reacțiile care au avut loc sunt:

> La ce teme din clasa a VII-a ați studiat reacțiile alăturate?

$$\underset{\text{Fosfor}}{P_4} + \underset{\text{Oxigen}}{5O_2} = \underset{\text{Pentaoxid de fosfor}}{2P_2O_5}$$

$$\underset{\text{Pentaoxid de fosfor}}{P_2O_5} + \underset{\text{Apă}}{3H_2O} = \underset{\text{Acid fosforic}}{2H_3PO_4}$$

Deci, pentaoxidul de fosfor este un oxid cu caracter acid mai pronunțat decât oxidul de siliciu.

Tema 3. **Soluțiile acizilor fosforic, sulfuric și percloric înroșesc soluția de turnesol în nuanțe care se intensifică de la acidul fosforic la acidul percloric.**

$$H_3PO_4 \quad H_2SO_4 \quad HClO_4 \; \longrightarrow$$

Deci tăria oxiacizilor crește în perioadă o dată cu numărul grupei.

C o n c l u z i e . Caracterul chimic al nemetalelor din perioada a 3-a crește de la siliciu la clor, deci de la stânga la dreapta.

$$Si \quad P \quad S \quad Cl \; \longrightarrow$$

Generalizând rezultatele cazurilor experimentale, se poate concluziona că în toate perioadele, caracterul nemetalic crește o dată cu numărul grupei.

Variația caracterului nemetalic în grupă poate fi de asemenea demonstrată experimental. În acest scop se va urmări reactivitatea elementelor din grupa VII[a].

Activitate independentă a elevilor

Tema 1. Acțiunea clorului asupra bromurii de sodiu

Sarcini de lucru. Introduceți într-o eprubetă o cantitate mică de bromură de sodiu și adăugați 5 ml apă distilată. Agitați eprubeta până la dizolvarea completă a bromurii de sodiu (fig. 2.6). Adăugați cu grijă 5 ml apă de clor și agitați eprubeta din nou. Ce procese chimice considerați că au avut loc?

Tema 2. Acțiunea clorului asupra iodurii de potasiu

Sarcini de lucru. Într-o eprubetă dizolvați o cantitate redusă de iodură de potasiu în apă distilată. După obținerea unei soluții incolore și limpezi, adăugați 5 ml apă de clor (fig. 2.7).Ce observați? Ce reacție considerați că a avut loc?

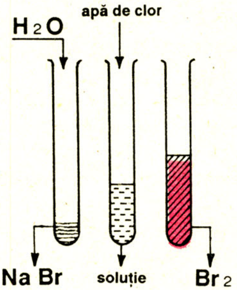


Fig. 2.6. Acțiunea clorului asupra bromurii de sodiu.

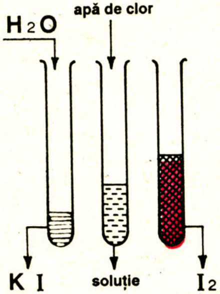


Fig. 2.7. Acțiunea clorului asupra iodurii de potasiu.

Tema 3. Acțiunea bromului asupra iodurii de sodiu

Sarcini de lucru. Într-o eprubetă dizolvați o cantitate mică de iodură de sodiu în apă distilată. După obținerea unei soluții incolore și limpezi, adăugați 5 ml apă de brom, proaspăt preparată și agitați bine eprubeta (fig. 2.8).

Adăugați 3 ml de tetraclorură de carbon (CCl_4) sau benzen (C_6H_6) și agitați din nou conținutul eprubetei. Ce remarcați? Cum vă explicați fenomenele observate?

Explicația fenomenelor și concluzii.

Tema 1. **La adăugarea apei de clor, soluția din eprubetă s-a colorat în brun, fapt care dovedește eliberarea bromului din bromura de sodiu. Clorul, fiind mai electronegativ decât bromul, este și mai reactiv decât acesta și deci îl poate scoate din combinațiile sale.**

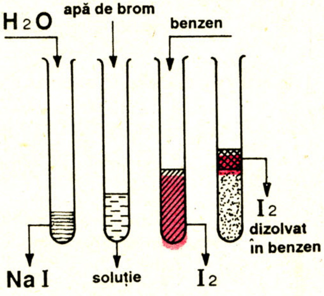


Fig. 2.8. Acțiunea bromului asupra iodurii de sodiu.

Cărui tip de reacție aparține acțiunea clorului asupra bromurii de sodiu?

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$$

Bromură de sodiu | Clor | Clorură de sodiu | Brom

Tema 2. **Soluția incoloră de iodură de potasiu se colorează puternic la adăugarea apei de clor datorită punerii în libertate a iodului de către clor.**

$$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$$

Iodură de potasiu | Clor | Clorură de potasiu | Iod

Tema 3. **Soluția limpede și incoloră de iodură de sodiu se colorează și în acest caz intens în brun, la adăugarea apei de brom, datorită eliberării iodului din sarea sa.**

Ce proces chimic ar avea loc la tratarea iodurii de magneziu cu apă de clor sau apă de brom?

$$2NaI + Br_2 = 2NaBr + I_2$$

Iodură de sodiu | Brom | Bromură de sodiu | Iod

Întrucât iodul este foarte puțin solubil în apă, s-a adăugat un solvent organic incolor în care iodul se dizolvă ușor, fapt remarcat prin colorarea solventului în violet și separarea acestuia de restul soluției.

Concluzie. Caracterul nemetalic al halogenilor scade în grupă de sus în jos, fapt dovedit prin capacitatea fiecăruia dintre ei de a scoate din combinații halogenii cu număr atomic mai mare (situați după el în grupă).

Generalizând rezultatele cazurilor experimentale, se poate concluziona că **în grupele principale IV^a, V^a, VI^a și VII^a caracterul nemetalic crește de jos în sus, o dată cu caracterul electronegativ al elementelor.**

2.3. Proprietățile fizice și chimice generale ale nemetalelor

2.3.1. Proprietățile fizice generale ale nemetalelor

Cele mai importante proprietăți fizice ale nemetalelor sunt prezentate în tabelul 2.1.

Din analiza datelor cuprinse în acest tabel rezultă următoarele:

1. Nemetalele se găsesc în toate cele trei stări de agregare:
   solidă: B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I;
   lichidă: Br;
   gazoasă: H, He, Ne, Kr, Xe, Rn, F, Cl, O, N.

PROPRIETĂŢILE FIZICE ALE NEMETALELOR

Legendă		
I Simbol chimic	H	I He
II Stare de agregare	Gaz	II Gaz
III Culoare	Incolor	III Incolor
IV Densitate	0,0899 g/l	IV 0,178 g/l
V Temp. topire	− 257,3°C	V −272.1°C
VI Temp. fierbere	− 252,8°C	VI −269°C

GRUPELE PRINCIPALE					
III^a	IV^a	V^a	VI^a	VII^a	VIII^a
I B II Solid III Cristale negre IV 2,34 g/cm³ V 2300°C VI 2550°C	I C II Solid III Incolor IV 3,51 g/cm³ V 3570°C VI 3850°C	I N II Gaz III Incolor IV 1,25 g/l V − 210°C VI − 195,8°C	I O II Gaz III Incolor IV 1,428 g/l V − 218,9°C VI − 182,9°C	I F II Gaz III Slab-verzui IV 1,69 g/l V − 223°C VI − 188,9°C	I Ne II Gaz III Incolor IV 0,899 g/l V −248,6°C VI −246°C
	I Si II Solid III Cenuşiu metalic IV 2,33 g/cm³ V 1413°C VI 2355°C	I P II Solid III Alb-gălbui IV 1,82 g/cm³ V 44,1°C VI 280°C	I S II Solid III Galben V 2,06 g/cm³ V 118,95°C VI 444,6°C	I Cl II Gaz III Galben-verzui IV 3,169 g/l V −10,2°C VI −34,6°C	I Ar II Gaz III Incolor IV 1,786 g/l V − 189,4°C VI − 185,8°C
		I As II Solid III Cenuşiu. IV 5,72 g/cm³ V 817°C VI 633°C	I Se II Solid III Roşu sticlos IV 4,82 g/cm³ V 220,2°C VI 688°C	I Br II Lichid III Roşu brun IV 3,4 g/cm³ V − 7,3°C VI + 58,8°C	I Kr II Gaz III Incolor IV 3,736 g/l V − 156,6°C VI − 152,9°C
			I Te II Solid III Alb-argintiu IV 6,25 g/cm³ V 452°C VI 1390°C	I I II Solid II Violet-cenuşiu IV 4,9 g/cm³ V 114°C VI 184°C	I Xe II Gaz III Incolor IV 5,891 g/l V − 111,5°C VI − 107,1°C
				At Rn Substanţe radioactive Emit în mod constant şi continuu radiaţii	

Atenţie! Valorile numerice din prezentul tabel *nu* vor fi memorate.

2. Culoarea nemetalelor variază de la incolor până la cenușiu. Se remarcă însă că, în grupă, culoarea se intensifică o dată cu creșterea numărului atomic *Z*, deci de sus în jos.

3. Densitatea nemetalelor crește în grupă o dată cu numărul atomic *Z*, excepție făcând doar nemetalele din grupa IV^a (C și Si).

4. Temperaturile de topire și de fierbere ale nemetalelor cresc în grupele V^a; VI^a; VII^a și VIII^a de sus în jos, iar în grupa IV^a de jos în sus.

Alte proprietăți fizice ale nemetalelor, proprietăți care variază în mod periodic, dar nu figurează în tabelul 2.1, sunt: raza atomică, raza ionică și tendința de ionizare a atomilor.

Așa cum s-a menționat anterior, *raza atomică* crește în grupă de sus în jos (o dată cu numărul atomic *Z*) (v.fig. 2.2).

Razele ionilor nemetalelor sunt mai mari decât razele atomilor respectivi și cresc în perioadă o dată cu numărul grupei (de la stânga la dreapta), iar în grupă o dată cu numărul atomic *Z* (de sus în jos).

De ce razele ionilor nemetalelor sunt mai mari decât razele atomilor respectivi?

Tendința de ionizare cea mai mică o au gazele rare, care, posedând configurații electronice de dublet și octet, se caracterizează printr-o stabilitate chimică deosebită.

Cel mai ușor ionizează nemetalele din grupa a VII^a (halogenii) care acceptă cu ușurință un electron pentru a forma ioni monovalenți negativi (ioni halogenură: F^- Cl^-; Br^- și I^-).

În perioadă, tendința de ionizare a nemetalelor scade de la grupa VII^a la grupa IV^a, carbonul și siliciul fiind elemente cu caracter neutru.

În grupă, tendința de ionizare a nemetalelor scade o dată cu creșterea numărului atomic *Z* și deci a razei atomice, întrucât electronii sunt acceptați pe straturi mai îndepărtate de nucleu.

Teme de control

1. Ce tendință de ionizare considerați că va avea atomul de He?

2. Cum se explică faptul că atomul de azot formează ioni negativi mult mai greu decât atomul de oxigen?

3. Care este explicația faptului că halogenii, situați numai cu o grupă înaintea gazelor rare, au o tendință de ionizare atât de diferită față de acestea?

2.3.2. Proprietățile chimice generale ale nemetalelor

Proprietățile chimice ale oricărui element sunt consecința directă a structurii atomului respectiv, iar valența acestuia depinde de numărul electronilor de pe ultimul strat.

De aceea, configurația electronică a nemetalelor, care este reprezentată în figura 2.2, determină atât *valența* și *structura moleculară* a acestora, cât și *tipurile de combinații* pe care nemetalele le pot forma cu hidrogenul, oxigenul și metalele.

Valența maximă față de oxigen a nemetalelor situate în grupele III^{a}–VII^{a} inclusiv este egală cu numărul grupei, deci cu numărul electronilor situați pe ultimul strat (stratul de valență). De exemplu, oxizii superiori ai nemetalelor din perioada a 3-a sunt: dioxidul de siliciu, $Si^{IV}O_2$; pentaoxidul de fosfor, $P_2{}^{V}O_5$; trioxidul de sulf $S^{VI}O_3$ și heptoxidul de clor $Cl_2{}^{VII}O_7$.

Excepții de la această regulă o fac fluorul care este constant monovalent, oxigenul care este constant divalent și azotul care poate prezenta valența maximă IV, întrucât elementele din perioada a 2-a *nu pot grupa în jurul lor mai mult de 8 electroni pe ultimul strat.**

Valența nemetalelor față de hidrogen este egală cu diferența dintre numărul maxim de electroni pe ultimul strat (8, cunoscut sub numele de octet) și numărul grupei, astfel:

– gazele rare vor avea valența față de hidrogen zero, 8 – 8 = 0;

– nemetalele din grupa VII^{a} vor avea valența față de hidrogen egală cu 1, 8 – 7 = 1.

În mod similar, după regula *8 minus numărul grupei,* se pot determina valențele nemetalelor din grupa VI^{a} ca fiind doi, 8 – 6 = 2; din grupa V^{a} ca fiind trei, 8 – 5 = 3 și din grupa IV^{a} ca fiind patru, 8 – 4 = 4.

De exemplu, nemetalele din perioada a 3-a, Cl, S, P și Si vor da compuși binari cu hidrogenul care vor avea formulele: HCl, acid clorhidric; H_2S, acid sulfhidric, PH_3, fosfină și SiH_4, silan.

Structura moleculară a nemetalelor

Nemetalele se pot clasifica după numărul atomilor din moleculă în trei mari clase:

Nemetale cu molecule monoatomice, E.

Nemetale cu molecule covalente diatomice, E_2.

Nemetale cu molecule covalente poliatomice, E_x.

Din figura 2.9 rezultă următoarele:

a) din clasa nemetalelor cu molecule monoatomice fac parte toate gazele rare (heliul și elementele din grupa VIII^{a});

* În clasele superioare se vor studia cauzele acestor excepții.

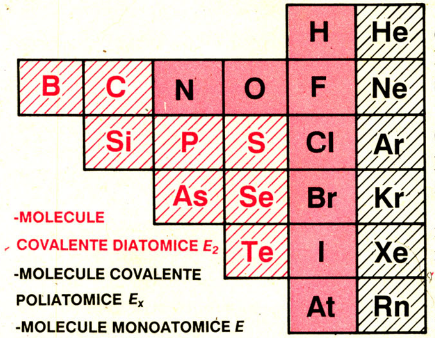


Fig. 2.9. Clasificarea nemetalelor după structura moleculelor.

b) din clasa nemetalelor cu molecule diatomice fac parte hidrogenul, halogenii, oxigenul și azotul;

c) din clasa nemetalelor cu molecule poliatomice fac parte nemetalele solide din grupele VI^a, V^a și IV^a.

Numărul atomilor din moleculă se explică tot prin regula 8 minus numărul grupei.

Așa cum rezultă și din figura 2.10, a, gazele rare vor forma 8 – 8 = 0 valențe la unirea atomilor de același fel și de aceea au molecule monoatomice.

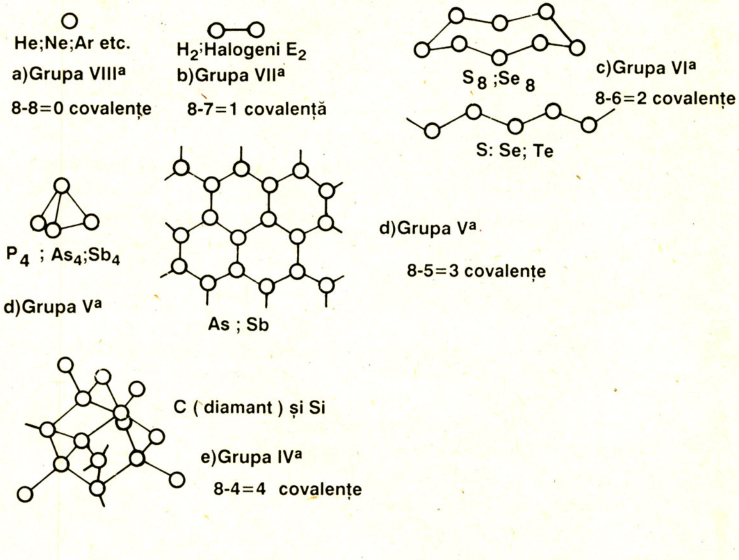


Fig. 2.10. Exemple de structuri moleculare ale nemetalelor din grupele IV–VIII.

Ce tip de legătură va prezenta molecula unui halogen?

Halogenii vor forma 8 – 7 = 1 covalență când se vor uni 2 atomi ai aceluiași element, E – E sau E_2 (fig. 2.10, b). Sulful, S, seleniul, Se și telurul, Te vor forma 8 – 6 = 2 covalențe când se vor uni atomi ai aceluiași element (fig. 2.10, c).

Fosforul, P și arseniul, As vor forma 8 – 5 = 3 covalențe, realizând molecule poliatomice P_4 sau As_4 (fig. 2.10, d).

Carbonul, C și siliciul, Si vor forma 8 – 4 = 4 covalențe cu alți patru atomi ai aceluiași element, realizând rețele cristaline de tipul celor din figura 2.10, e.

O altă proprietate întâlnită adesea la nemetale o constituie faptul că unul și același element poate apărea în două sau mai multe forme, fie datorită sistemului de cristalizare diferit, fie datorită numărului diferit de atomi în moleculă. Aceste forme se cunosc sub denumirea de *stări alotropice*.

Cele mai importante nemetale care prezintă stări alotropice sunt: oxigenul, sulful, fosforul și carbonul.

Astfel, oxigenul prezintă două stări alotropice stabile: oxigenul obișnuit cu molecula diatomică, O_2 și ozonul, cu molecula triatomică, O_3. Sulful prezintă mai multe stări alotropice cristalizate și o formă amorfă.

Carbonul prezintă, de asemenea, forme alotropice cristaline (diamantul și grafitul, capitolul 8, pag. 125) și forme alotropice amorfe (vezi varietățile cărbunelui de pământ, capitolul 8, pag. 127).

Nemetalele, în urma diferitelor reacții, pot da compuși binari de o deosebită importanță.

Astfel, hidrogenul, în reacție cu metalele care au un puternic caracter electropozitiv, formează hidruri ionice, iar în reacție cu nemetalele formează hidruri covalente.

H_2	+	Cl_2	=	2HCl
Hidrogen		Clor		Acid clorhidric
$2H_2$	+	O_2	=	$2H_2O$
Hidrogen		Oxigen		Apă
$3H_2$	+	N_2	=	$2NH_3$
Hidrogen		Azot		Amoniac
$2H_2$	+	C	=	CH_4
Hidrogen		Carbon		Metan

2Li	+	H_2	=	$2[Li^+H:^-]$
Litiu		Hidrogen		Hidrură de litiu
Ca	+	H_2	=	$Ca^{2+}2H:^-$
Calciu		Hidrogen		Hidrură de calciu

Acidul clorhidric, apa, amoniacul și metanul sunt substanțe de o deosebită importanță practică și industrială.

Carbonul, element cu caracter chimic neutru, formează un număr foarte mare de combinații binare cu hidrogenul, numite *hidrocarburi*, combinații care se vor studia însă în chimia organică (capitolul 13).

Analizând caracterul chimic al hidrurilor covalente ale nemetalelor se constată următoarele:

– hidrurile nemetalelor din grupa IV^a au caracter neutru (metanul, CH_4, silanul, SiH_4);

– hidrurile nemetalelor din grupa V^a au caracter bazic (amoniacul, NH_3 și fosfina, PH_3);

– hidrurile nemetalelor din grupa VI^a, cu excepția apei, au un caracter acid (acidul sulfhidric, H_2S sau hidrogen sulfurat; hidrogen seleniat, H_2Se);

– hidrurile halogenilor sunt hidracizi puternici (acidul clorhidric, HCl; acidul bromhidric, HBr; acidul iodhidric, HI).

În grupă, tăria hidracizilor crește de sus în jos, o dată cu numărul straturilor electronice și deci cu raza atomilor de nemetal.

> Cum vă explicați creșterea tăriei hidracizilor în grupă?

HF HCl HBr HI

$\longrightarrow$

tăria acizilor crește

Halogenii pot da reacții atât cu metalele din grupele principale, cât și cu metalele din grupele secundare (metalele tranziționale) formând halogenuri ionice sau covalente, în funcție de diferența de electronegativitate dintre cei doi parteneri de reacție:

2Na	+	Cl_2	=	$2[Na^+Cl^-]$
Sodiu		Clor		Clorură de sodiu
2Fe	+	$3Cl_2$	=	$2FeCl_3$
Fer		Clor		Clorură de fer III
Mg	+	Cl_2	=	$Mg^{2+}2Cl^-$
Magneziu		Clor		Clorură de magneziu
Cu	+	Cl_2	=	$CuCl_2$
Cupru		Clor		Clorură de Cu II

> Cum reprezentați prin simboluri electronice formarea $MgCl_2$ și a $FeCl_3$?

> Halogenurile metalelor își găsesc largi aplicații în industrie și în viața de toate zilele.

Oxigenul este nemetalul care se poate uni direct cu marea majoritate a elementelor cunoscute formând oxizi. În reacție cu metalele cu 1 sau 2 electroni pe ultimul strat, oxigenul formează oxizi ionici, iar în reacție cu nemetalele sau cu metalele grele formează oxizi covalenți.

$2Na$	+	$1/2O_2$	=	$2Na^+O^{2-}$
Sodiu		Oxigen		Oxid de sodiu
Ca	+	$1/2O_2$	=	$Ca^{2+}O^{2-}$
Calciu		Oxigen		Oxid de calciu

S	+	O_2	=	SO_2
Sulf		Oxigen		Dioxid de sulf
P_4	+	$5O_2$	=	$2P_2O_5$
Fosfor		Oxigen		Pentaoxid de fosfor
C	+	O_2	=	CO_2
Carbon		Oxigen		Dioxid de carbon

> Cum se obțin practic oxizii? Exemplificați pe baza cunoștințelor din clasa a VII-a.

Caracteristica oxizilor metalici solubili o constituie faptul că în reacție cu apa formează baze. Deci oxizii metalici au caracter bazic:

Na_2O	+	H_2O	=	$2NaOH$
Oxid de sodiu		Apă		Hidroxid de sodiu
CaO	+	H_2O	=	$Ca(OH)_2$
Oxid de calciu		Apă		Hidroxid de calciu

Caracteristic oxizilor nemetalelor este faptul că în reacție cu apa formează acizi. Deci oxizii nemetalelor au caracter acid:

> Cum se pot demonstra practic în laborator obținerea acidului sulfuros și a hidroxidului de calciu?

SO_2	+	H_2O	=	H_2SO_3
Dioxid de sulf		Apă		Acid sulfuros
P_2O_5	+	$3H_2O$	=	$2H_3PO_4$
Pentaoxidul de fosfor		Apă		Acid fosforic

Sulful reacționează direct atât cu metalele din grupele principale, cât și cu metalele din grupele secundare, formând sulfuri.

> Cum vă explicați că sulfurile de sodiu și magneziu sunt compuși ionici, iar cele de fer și zinc sunt compuși covalenți?

$2Na$	+	S	=	$2Na^+S^{2-}$
Sodiu		Sulf		Sulfură de sodiu
Mg	+	S	=	$Mg^{2+}S^{2-}$
Magneziu		Sulf		Sulfură de magneziu
Fe	+	S	=	FeS
Fer		Sulf		Sulfură de fer
Zn	+	S	=	ZnS
Zinc		Sulf		Sulfură de zinc

Analizând sub aspect calitativ hidrurile, halogenurile, oxizii și sulfurile rezultate din reacțiile anterioare, se constată că toate aceste combinații sunt compuși binari, formați deci doar din două elemente.

Exerciții și probleme recapitulative

1) În ce grupe și în ce perioade din sistemul periodic sunt situate nemetalele?

2) Ce configurație electronică are nemetalul cu caracter electronegativ cel mai puternic?

3) De ce nemetalele: siliciul, Si; fosforul, P; sulful, S; clorul, Cl sunt situate în aceeași perioadă?

4) De ce nemetalele fluorul, F; clorul, Cl; bromul, Br și iodul, I sunt situate în aceeași grupă?

5) Ce caracteristici prezintă elementele din grupa a VIII^a^? Sub ce denumire se cunosc aceste nemetale?

6) Cum variază caracterul nemetalic în grupă? Dar în perioadă? Explicați cu ajutorul teoriei electronice, variația caracterului nemetalic în grupe și în perioade.

7) Dați două exemple de nemetale tetravalente atât față de hidrogen, cât și față de oxigen. Scrieți formulele compușilor corespunzători.

8) Dați două exemple de nemetale care formează oxiacizi tari. Scrieți formulele acestor oxiacizi.

9) Dați două exemple de nemetale care formează atât oxiacizi, cât și hidracizi tari. Din ce grupă de elemente vă veți alege aceste exemple?

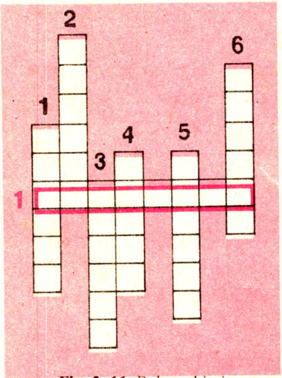


Fig. 2. 11. Rebus chimic.

10) Ce tip de legătură vor forma sulful și oxigenul în combinațiile lor cu metalele din grupele I^a^ și II^a^?

11) Ce tip de legătură se creează în compușii rezultați prin unirea nemetalelor între ele?

12) Nemetalele din grupa VII^a^ numite și .... au electrovalența ..... și covalența față de hidrogen..... Compușii binari pe care îi formează aceste nemetale pot fi................. sau............ Exemplificați afirmațiile anterioare.

13) Completați coloanele verticale din figura 2.11 după indicațiile de mai jos:

1) Combinații rezultate în baza unui transfer de electroni.

2) Compuși în a căror compoziție intră doar două elemente.

3) Elemente cu luciu caracteristic (plural).

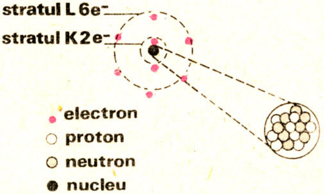
4) Gazul cu structură stabilă de dublet pe ultimul strat.

5) Element constant tetravalent în compușii organici.

6) Element constant divalent.

Denumirea cărei categorii de elemente a rezultat pe rândul orizontal 1?

3 Oxigenul



:Ö·

$^{A=16}_{Z=8}O$

← **Fig. 3.1**
Structura atomului de oxigen.

3.1. Structura atomului de oxigen

Oxigenul are numărul atomic $Z = 8$ și masa atomică $A = 16$.

Deci nucleul atomului cuprinde 8 protoni (8 sarcini pozitive) și 8 neutroni, iar învelișul electronic, 8 electroni (8 sarcini negative) (fig. 3.1). Cei 8 electroni sunt repartizați pe primele două straturi în modul următor: stratul *K,* 2 electroni, stratul *L,* 6 electroni.

Atomul de oxigen, având în curs de completare stratul al doilea *(L),* și pe ultimul strat 6 electroni, este situat în sistemul periodic în perioada a 2-a, grupa a VI-a principală.

3.2. Starea naturală a oxigenului

Oxigenul este cel mai răspândit element de pe Pământ. În natură, oxigenul se găsește în proporție de 49,13%, atât în stare liberă, cât și sub formă combinată. În stare liberă se găsește în aerul atmosferic. Aerul este un amestec de gaze în a cărui compoziție intră 78% azot, 21% oxigen și 1% alte gaze. Sub formă combinată, oxigenul se găsește atât în substanțe neorganice: apă, H_2O, dioxid de carbon, CO_2, calcar, $CaCO_3$, cât și în substanțe organice: amidon, celuloză, glicerină, alcool rafinat ș.a.

3.3. Prepararea oxigenului

Atât în laborator, cât și în industrie, oxigenul poate fi obținut prin electroliza apei. Descompunerea unei substanțe cu ajutorul curentului electric se numește *electroliză.* Întrucât apa, în stare pură, nu este bună conducătoare de

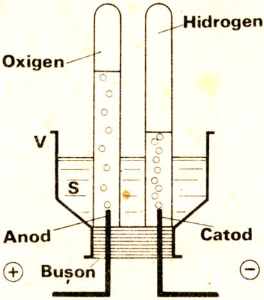


Fig. 3.2
Voltametru școlar.

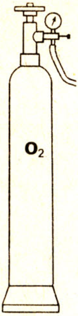


Fig. 3.3.
Butelie cu oxigen comprimat.

electricitate, în industrie se supune electrolizei apa alcalinizată (apă, în care s-a dizolvat sodă caustică NaOH), iar în laborator apa acidulată (apă, în care s-a adăugat acidul sulfuric H_2SO_4). Apa alcalinizată sau acidulată permite trecerea curentului electric.

În laborator, *electroliza apei acidulate* se realizeză cu ajutorul unui aparat care se numește voltametru (fig. 3.2) și cuprinde următoarele părți principale:

- vasul electrolitic (V);
- electrolitul sau soluția bună conducătoare de electricitate (S);
- electrozii: electrodul pozitiv sau anodul;
  electrodul negativ sau catodul.

Drept electrozi se folosesc plăci de nichel sau bare de grafit.

În urma electrolizei, la anod se degajă oxigenul, iar la catod hidrogenul.

Rețineți metoda și pentru obținerea hidrogenului.

Oxigenul, obținut industrial, se îmbuteliază sub presiune în butelii de oțel de tipul celei din figura 3.3.

Activitate independentă a elevilor

Pentru obținerea oxigenului în laborator, realizați experiența indicată mai jos. Folosiți voltametrul din figura 3.2.

Umpleți două eprubete și 2/3 din aparat cu apă acidulată cu câteva picături de acid sulfuric. Răsturnați câte o eprubetă (astupată cu degetul) deasupra fiecărui electrod, astfel încât să nu pătrundă aer în interiorul ei.

Conectați electrozii la o baterie de 4,5 V și urmăriți timp de 5 minute fenomenele care au loc la trecerea curentului electric prin soluție.

Ce observați?

Încercați natura gazelor dezvoltate în cele două eprubete, cu o așchie de brad aprinsă, așa cum indică figurile 3.4. și 3.5.

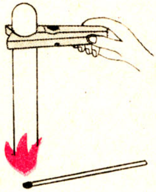


Fig. 3.4.
Punerea în evidență
a hidrogenului.

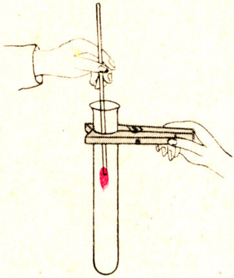


Fig. 3.5
Punerea în evidență
a oxigenului.

Atenție! La apropierea așchiei aprinse, eprubeta de la catod se ține în poziție verticală, cu gura în jos, întrucât hidrogenul este mai ușor decât aerul.

Explicația fenomenelor. Pe suprafața fiecărui electrod se adună mici bule de gaz care, atingând o anumită dimensiune, se ridică treptat la suprafață dezlocuind astfel apa din eprubete.

Se observă că la catod se dezvoltă un volum de gaz de două ori mai mare decât la anod. Încercând natura gazelor din cele două eprubete se constată că la catod s-a strâns un gaz care arde, dar nu întreține arderea (hidrogenul), iar la anod un gaz care nu arde, dar care întreține arderea (oxigenul).

*

*   *

În laborator, oxigenul se mai poate obține și prin descompunerea unor substanțe oxidante, adică a unor substanțe care conțin oxigen și îl pot pune ușor în libertate, de exemplu: cloratul de potasiu $KClO_3$, apa oxigenată H_2O_2 ș.a.

Cloratul de potasiu, $KClO_3$, este o substanță solidă, albă, cristalizată, care se păstrează în sticle de culoare închisă. Prin încălzire cloratul de potasiu se descompune în clorură de potasiu și oxigen molecular:

$2\,KClO_3$	=	$2\,KCl$	+	$3\,O_2\uparrow$
Clorat de potasiu		Clorură de potasiu		Oxigen

Demonstrație experimentală

Atenție! În toate experiențele cu clorat de potasiu, $KClO_3$, se vor folosi vase perfect curate și substanțe pure, deoarece orice urmă de substanță străină poate produce o explozie.

Se montează într-un stativ o eprubetă în care s-au introdus cantități mici de dioxid de mangan, MnO_2, și clorat de potasiu, $KClO_3$. Se încălzește eprubeta cu grijă (fig. 3.6) și se urmărește momentul în care cloratul de potasiu începe să se topească. După un timp scurt se observă și degajarea unui gaz. Încercând natura gazului degajat, cu o așchie de brad care prezintă puncte incandescente, se constată că acesta se aprinde și arde cu flacără. Deci gazul dezvoltat este oxigenul. La sfârșitul reacției se constată că dioxidul de mangan nu s-a consumat, ci a rămas în aceeași cantitate și sub aceeași formă. Dioxidul de mangan a avut doar rolul de a grăbi reacția.

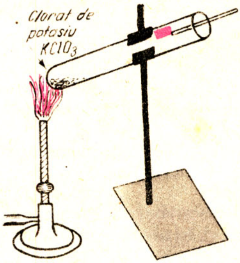


Fig. 3.6.

Substanța chimică care are rolul de a accelera o reacție chimică, dar care la sfârșitul acesteia se regăsește neschimbată, se numește catalizator. Reacția chimică care are loc în prezența catalizatorului se numește reacție catalizată, iar fenomenul de accelerare a unei reacții cu ajutorul unui catalizator se numește cataliză.

În ecuația unei reacții chimice catalizate, catalizatorul se scrie sub săgeată sau pe săgeată.

$$2\,KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$$

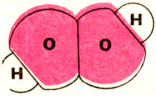


Fig. 3.7.
Modelul moleculei apei oxigenate.

Un alt compus oxigenat din care se poate obține oxigenul în laborator este apa oxigenată, H_2O_2. Formula apei oxigenate indică existența în molecula acesteia, a unui procentaj de oxigen mai mare decât în molecula de apă (fig. 3.7). Apa oxigenată este un lichid incolor, siropos (în stare pură) care se descompune ușor în apă și oxigen.

Activitate independentă a elevilor

Introduceți într-un cilindru de sticlă o cantitate mică de dioxid de mangan MnO_2 și turnați apoi apă oxigenată. Acoperiți cilindrul cu un capac de carton. După ce reacția a încetat, introduceți o așchie de brad care prezintă câteva puncte incandescente. Prin această operație încercați natura gazului dezvoltat (fig. 3.8). Ce observați?

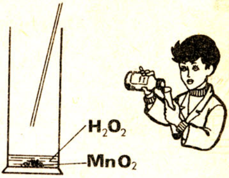


Fig. 3.8. Obținerea oxigenului din apă oxigenată.

Explicația fenomenelor. Concluzii. Apa oxigenată, H_2O_2, în prezența dioxidului de mangan MnO_2 se descompune imediat în apă și oxigen, conform ecuației:

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\,H_2O + O_2\uparrow$$

Și în acest caz, la sfârșitul reacției, dioxidul de mangan se regăsește sub aceeași formă și în aceeași cantitate ca la începutul experienței, deci MnO_2 a jucat rolul de catalizator.

Descompunerea apei oxigenate în prezența dioxidului de mangan este deci o *descompunere catalitică.*

Catalizatorii sunt des utilizați în industria chimică în scopul accelerării unor reacții chimice care, în absența lor s-ar produce mult prea lent. Exemple de catalizatori folosiți în industrie și cercetare sunt: nichelul, platina, oxizii de fier, de aluminiu, de potasiu etc.

Comparați metodele industriale și de laborator pentru obținerea oxigenului.

Rețineți:
Oxigenul s-a obținut prin:
- electroliza apei acidulate sau alcalinizate;
- descompunerea catalitică a cloratului de potasiu, $KClO_3$ și a apei oxigenate, H_2O_2.

Teme de control

1. Știind că oxigenul în natură se găsește sub forma unui amestec de trei izotopi $^{16}_{8}O$; $^{17}_{8}O$ și $^{18}_{8}O$, stabiliți particulele componente ale atomilor respectivi. Care sunt deosebirile și asemănările celor trei specii de atomi?

2. Cantitatea de clorat de potasiu care se consumă pentru a se obține 16 g de oxigen este: a) 61,25 g = 0,5 moli $KClO_3$; b) 40,83 g = 1/3 moli $KClO_3$; c) 81,66 g = 2/3 moli $KClO_3$.

3. Din 12,25 g clorat de potasiu se obține o cantitate (în grame și moli) de oxigen egală cu: a) 4,8 g și 0,15 moli O_2; b) 48 g și 1,5 moli O_2; c) 3,2 g și 0,1 moli O_2.

4. Câți moli de oxigen se obțin din 4 moli de apă oxigenată? a) 4 moli; b) 3 moli; c) 2 moli.

5. Din ce cantitate de apă oxigenată obținem 64 g oxigen? a) 136 g; b) 68 g; c) 272 g H_2O_2.

6. Comparați rezultatele obținute la temele **4.** și **5.** La ce concluzie ați ajuns?

3.4. Proprietățile fizice ale oxigenului

Urmărind cu atenție proprietățile gazului dezvoltat în experiențele precedente, se constată că oxigenul este incolor, fără gust și fără miros.

Este puțin mai dens decât aerul. Faptul că viețuitoarele acvatice pot trăi sub apă dovedește că oxigenul este parțial solubil în apă.

3.5. Proprietățile chimice ale oxigenului

Proprietățile chimice ale unui element sunt determinate de structura învelișului electronic al atomului. Atomul de oxigen, cu 6 electroni pe ultimul strat, se comportă ca un element cu caracter electronegativ, ca un nemetal.

În tendința de a ajunge la structura stabilă de octet a neonului, atomul din oxigen acceptă, în unele reacții, doi electroni, formând ionul O^{2-}.

$$\cdot\ddot{\underset{\cdot}{O}}: + 2e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:^{2-}$$

> Ce tip de legătură chimică prezintă oxidul de calciu?

De exemplu, la formarea oxidului de calciu:

$$Ca: + \cdot\ddot{\underset{\cdot}{O}}: \rightarrow Ca^{2+}O^{2-}$$

În acest caz electrovalența atomului de oxigen este −2 .

În alte reacții chimice, atomul de oxigen poate pune în comun cu alte elemente 2 electroni, formând astfel două covalențe, ca de exemplu la formarea apei (fig. 3.9). În consecință, oxigenul, în combinațiile sale, se comportă ca un element constant divalent.

> Ce tip de legătură chimică prezintă molecula de apă?

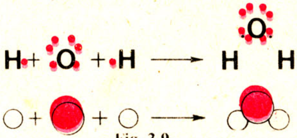


Fig. 3.9.

În stare liberă oxigenul se găsește sub forma unei substanțe simple, formată din molecule diatomice, O_2 (fig. 3.10).

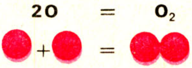


Fig.3.10.

Masa moleculară a oxigenului este 32.

Această valoare rezultă din următorul calcul aritmetic:

$$M_{O_2} = A_O + A_O = 16 + 16 = 32$$

3.5.1. Arderile metalelor în oxigen

Substanțele simple și compuse ard în aer, datorită prezenței oxigenului în compoziția acestuia. Se poate deduce că aceste substanțe vor arde mai energic în oxigen curat.

Metale, ca de exemplu Na, Mg, Ca, Fe etc. pot arde în oxigen.

Demonstrație experimentală

Atenție!

Sodiul se mânuiește cu foarte multă precauție, evitându-se orice atingere cu mâna și contactul cu apa.
Sodiul se păstrează în petrol, deoarece cu apa reacționează energic.

Cu un cleşte de fier se extrage sodiul din petrol, se aşază pe o placă de sticlă şi se taie cu un cuțit o bucată cât bobul de grâu (restul sodiului se introduce din nou sub petrol). Se şterge bucata de sodiu cu o hârtie de filtru şi se aşază cu o pensetă în lingura de ars. Prin încălzire, sodiul se aprinde şi arde cu o flacără galbenă.

Se toarnă apă oxigenată într-un flacon de sticlă care conține puțin MnO_2 şi se introduce repede lingura cu sodiul aprins în flacon (fig. 3.11). Ce observați?

> Considerați arderea potasiului în oxigen și scrieți ecuația reacției chimice.

Explicația fenomenelor. Sodiul continuă să ardă în oxigen cu flacără galbenă, luminoasă și flaconul se umple cu un fum alb de oxid de sodiu, alături de alți oxizi de sodiu.

$$4\,Na + O_2 = 2\,Na_2O$$

Sodiu + Oxigen = Oxid de sodiu

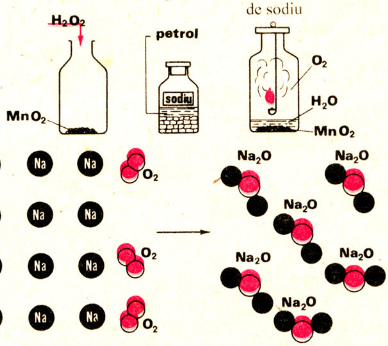


Fig. 3.11. Arderea sodiului în oxigen.

Un alt metal care arde energic în oxigen este magneziul.

Activitate independentă a elevilor

Într-un flacon de sticlă introduceți o cantitate mică de dioxid de mangan, MnO_2. Turnați puțină apă oxigenată. Aprindeți o panglică de magneziu, prinsă de o sârmă, care trece printr-un capac de carton și introduceți-o în flacon astfel încât capacul să-l acopere.

Ce observați? Descrieți toate procesele și transformările care au loc.

Explicația fenomenelor. Magneziul arde cu o flacără orbitoare, iar cilindrul se umple cu un fum alb de oxid de magneziu (fig. 3.12).

Considerați arderea aluminiului în oxigen. Scrieți ecuația reacției chimice.

2 Mg	+	O_2	=	2 MgO
Magneziu		Oxigen		Oxid de magneziu

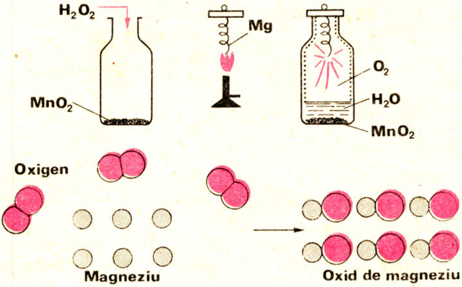


Fig. 3.12. Arderea magneziului în oxigen.

3.5.2. Arderile nemetalelor în oxigen

Activitate independentă a elevilor

1. În două flacoane de sticlă introduceți o cantitate mică de MnO_2. Pentru fiecare flacon pregătiți un capac de carton, străpuns de vergeaua unei linguri de ars.

Luați o cantitate mică de sulf în lingura de ars și încălziți (fig. 3.13). Cu ce flacără arde sulful?

Turnați apă oxigenată în primul flacon și introduceți repede lingura cu sulful aprins, închizând flaconul cu capacul de carton. Ce observați?

Explicația fenomenului. Sulful arde mai viu în oxigen, decât în aer, cu flacără albastră, și formează un gaz incolor, cu miros înțepător, cunoscut sub numele de dioxid de sulf:

S	+	O_2	=	SO_2
Sulf		Oxigen		Dioxid de sulf

Atenție!

Nu inspirați dioxid de sulf întrucât este dăunător organismului.

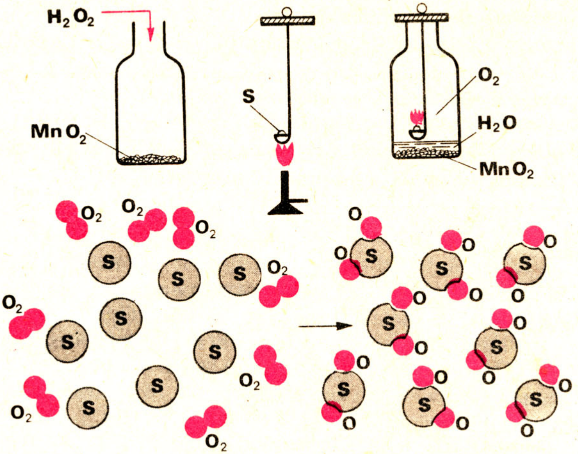


Fig. 3.13. Arderea sulfului în oxigen.

2. Având drept model arderea sulfului și imaginea din figura 3.14, executați arderea carbonului în oxigen, folosind al doilea flacon de sticlă dintre cele pregătite la început. Ce procese au loc?

Explicația fenomenului. Carbonul, reacționând cu oxigenul, formează dioxidul de carbon, care este un gaz incolor, fără miros și care nu întreține arderea.

Considerați arderea fosforului în oxigen. Scrieți ecuația reacției chimice.

C	+	O_2	=	CO_2
Carbon		Oxigen		Dioxid de carbon

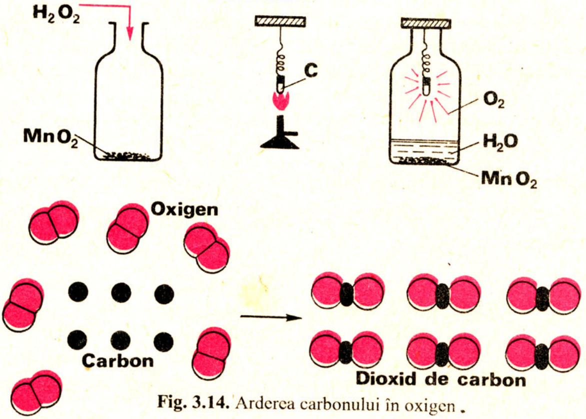


Fig. 3.14. Arderea carbonului în oxigen.

Concluzii:

– atât nemetalele cât și metalele ard în oxigen și formează oxizii corespunzători;

– arderile substanțelor simple corespund unor reacții de combinare a elementelor cu oxigenul;

– arderile în oxigen sunt mult mai energice decât în aer.

Arderile unor metale și ale unor nemetale în oxigen sunt utilizate în scopul obținerii oxizilor respectivi.

Teme de control

1. Pentru arderea completă a 160 g sulf se vor consuma *x* moli de oxigen. Valoarea lui *x* este: a) 2 moli O_2; b) 3 moli O_2; c) 4 moli O_2; d) = 5 moli O_2.

2. Ce produs rezultă și în ce cantitate, din reacția specificată în problema precedentă: a) SO_3 și 320 g; b) SO_2 și 320 g; c) SO_2 și 400 g; d) SO_3 și 400 g.

3. Prin arderea sodiului în aer s-au consumat 16 g oxigen. Cantitatea de oxid de sodiu rezultată este: a) 31 g; b) 93 g; c) 62 g; d) 46 g.

4. Cum se explică faptul că la arderea sodiului în oxigen 4 moli de sodiu consumă 1 mol de oxigen, iar la arderea magneziului în oxigen, 2 moli de magneziu consumă 1 mol de oxigen?

3.6. Reacțiile de oxidare și clasificarea lor

Reacția chimică prin care o substanță se combină cu oxigenul este o *reacție de oxidare.*

După intensitatea efectelor calorice și luminoase care însoțesc oxidările, acestea se pot împărți în două mari categorii:

– oxidări vii sau arderi și

– oxidări lente.

Oxidările vii corespund reacțiilor de combinare care sunt însoțite de o dezvoltare puternică de căldură și lumină.

Arderea lemnului, cărbunelui, petrolului, alcoolului constituie doar câteva exemple de oxidări vii, pe lângă cele întâlnite la proprietățile chimice ale oxigenului.

Dați câte două exemple de oxidări vii și lente întâlnite în lecțiile anterioare.

Oxidările lente au loc la temperatura mediului înconjurător, fără degajarea unei cantități apreciabile de căldură.

Exemple de oxidări lente întâlnite în viața de toate zilele sunt: râncezirea grăsimilor, coclirea vaselor de aramă, ruginirea fierului etc. Fierul în aer umed se oxidează lent, acoperindu-se cu un strat poros de rugină, al cărei constituent

principal este oxidul de fier. Ruginirea fierului este un fenomen dăunător, întrucât, în timp, ajunge să macine complet obiectele atacate. De aceea, se impune o protejare a obiectelor de fier, fie prin vopsire, fie prin acoperire cu materiale inoxidabile.

3.7. Utilizările oxigenului în tehnică și în industrie

Oxigenul își găsește largi utilizări în tehnică și în industrie.

Astfel, proprietatea oxigenului de a întreține arderea este utilizată la obținerea flăcării oxihidrice (obținută prin arderea hidrogenului într-un curent de oxigen). Aceasta dezvoltă temperaturi de peste 3000°C. Dispozitivul folosit pentru obținerea flăcării oxihidrice este prezentat schematic în figura 3.15. Suflătorul oxihidric este folosit la tăierea, topirea sau sudarea metalelor.

Fig. 3.15. Suflătorul oxihidric*.

Datorită caracterului său oxidant, oxigenul își găsește o largă utilizare în industria siderurgică, la obținerea fontei și oțelului, precum și în industria chimică, la fabricarea acidului sulfuric H_2SO_4, acidului azotic HNO_3, explozivilor etc.

Rezumați într-o schemă simplă utilizările oxigenului.

Fiind un element indispensabil vieții, oxigenul amestecat cu CO_2 este folosit în medicină – oxigenoterapie – în cazul intoxicațiilor cu gaze vătămătoare sau în cazul bolilor de inimă. Cei ce lucrează într-o atmosferă săracă în oxigen (galerii subterane, mari altitudini), sau în mediu subacvatic, folosesc măști speciale, alimentate cu oxigen dintr-o butelie de oțel cu pereții rezistenți (vezi figura 3.3).

3.8. Importanța biologică a oxigenului

Arderile din organism sunt oxidări lente.

Din punct de vedere biologic, oxigenul prezintă o importanță deosebită, fiind indispensabil vieții.

Oxigenul din aer, inspirat de animale, reacționează cu hemoglobina din sânge, formând oxihemoglobina, substanță care transportă oxigenul în țesuturi.

---

* În capitolul 13 veți învăța și despre un alt tip de suflător, cel oxiacetilenic.

Aici, oxihemoglobina eliberează oxigenul, iar acesta produce oxidări lente, care asigură corpului animalelor energia necesară vieții.

Toate viețuitoarele consumă oxigen. Rezultă de aici că proporția de oxigen din aer ar trebui să se micșoreze continuu. Asimilația clorofiliană a plantelor este însă un proces în care plantele își sintetizează substanțele necesare dezvoltării lor, din apă și din dioxid de carbon, sub influența luminii, eliminând oxigen.

Astfel, se menține constantă cantitatea de oxigen din aer. În natură se realizează un circuit continuu al oxigenului.

Figura 3.16 vă furnizează și alte informații cu privire la procesele care contribuie la realizarea circuitului oxigenului în natură. Care sunt acestea?

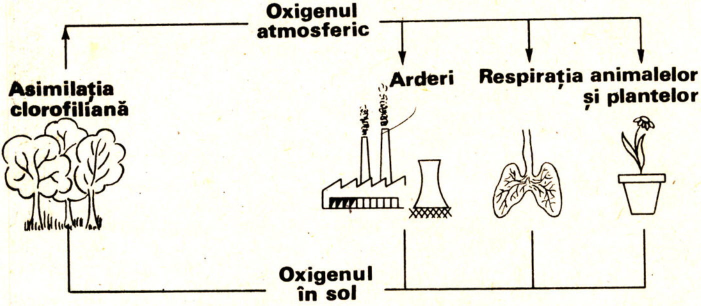


Fig. 3.16. Circuitul oxigenului în natură.

Din capitolul *„Oxigenul"* rețineți:

1. Structura atomului de oxigen: $^{A=16}_{Z=8}O$

1.1. Nucleul cuprinde Z protoni, deci $8\,^{1}_{+1}p$ și $A-Z$ neutroni $^{1}_{0}n$, deci $16-8=8\,^{1}_{0}n$.

1.2. Învelișul electronic are Z electroni, deci $8\,^{0}_{-1}e^{-}$ repartizați astfel: $K \rightarrow 2e^{-}$ și $L \rightarrow 6e^{-}$.

2. Consecințele structurii atomului:

2.1. Este situat în perioada a 2-a, grupa a VI-a.
2.2. Este constant divalent: electrovalența –2 și covalența 2.
2.3. Are caracter electrochimic electronegativ.
2.4. Are caracter chimic nemetalic.
2.5. Are molecula diatomică: O_2.

3. Starea naturală:

3.1. Se găsește în stare liberă în aer, 20% (în volume).

3.2. Se găsește sub formă combinată: apă, oxizi, săruri oxigenate și substanțe organice.

4. Prepararea:

4.1. Industrială – electroliza apei alcalinizate; oxigenul se degajă la anod.

4.2. De laborator – descompunerea catalitică a substanțelor oxigenate.

$$2\,KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$$

Clorat de potasiu → Clorură de potasiu + Oxigen

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\,H_2O + O_2\uparrow$$

Apă oxigenată → Apă + Oxigen

5. Proprietățile fizice: Gaz, fără gust, fără culoare, fără miros și parțial solubil în apă.

6. Proprietățile chimice: Reacționează direct cu elementele pentru a forma oxizi.

6.1. Cu metalele: $4\,Na + O_2 = 2\,Na_2O$ Oxid de sodiu

$2\,Mg + O_2 = 2\,MgO$ Oxid de magneziu

$4\,Al + 3\,O_2 = 2\,Al_2O_3$ Oxid de aluminiu

6.2. Cu nemetalele: $2\,H_2 + O_2 = 2\,H_2O$ Apă

$S + O_2 = SO_2$ Dioxid de sulf

$C + O_2 = CO_2$ Dioxid de carbon

Reacțiile chimice în care o substanță se combină cu oxigenul se numesc *reacții de oxidare.*

Reacțiile de oxidare pot fi: *vii (arderi)*, însoțite de lumină și căldură puternică;

lente, fără degajare apreciabilă de căldură.

7. Importanța și utilizările:

7.1. Întreține viața pe Pământ.

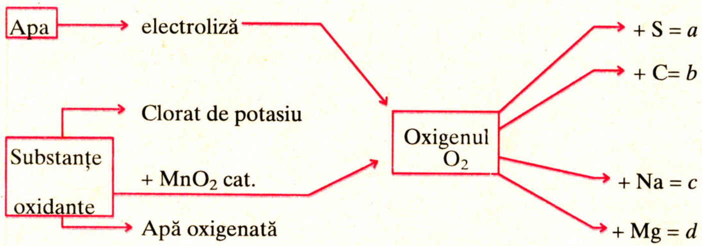
7.2. Se folosește la – flacăra oxihidrică;

– obținerea fontei, oțelului și oxizilor;

– oxigenoterapie, în medicină.

Exerciții și probleme recapitulative

O parte din metodele de obținere și proprietățile chimice ale oxigenului pot fi rezumate conform schemei de mai jos:



Folosind această schemă răspundeți la următoarele întrebări:

1. Care sunt materiile prime utilizate pentru obținerea oxigenului?

2. Câte categorii de substanțe simple se pot arde în oxigen?

3.Ce substanțe corespund literelor *a, b, c* și *d?*

4. Care sunt ecuațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă?

5. Cărui tip de reacție corespund arderile în oxigen?

6. Ce tip de legături chimice prezintă substanțele *c* și *d?*

7. Cum se poate obține teoretic dioxidul de carbon, pornind de la apă oxigenată?

8. Cum se poate obține substanța *a* pornind de la cloratul de potasiu?

9. Cum se poate obține oxidul de magneziu, având la dispoziție apă, energie electrică, o panglică de magneziu și ustensilele de laborator necesare?

10. Cât carbon se poate arde în 96 g oxigen? Exprimați răspunsul în moli și în grame. a) 72 g = 6 moli; b) 36 g = 3 moli; c) 96 g = 8 moli; d) 36 g = 4 moli.

11. Câți moli de sulf se pot arde în oxigenul obținut prin descompunerea catalitică a 68 g apă oxigenată pură? Câte grame de dioxid de sulf rezultă? a) 2 moli S și 128 g SO_2; b) 1 mol S și 128 g SO_2; c) 1 mol S și 64 g SO_2; d) 2 moli S și 64 gSO_2.

12. Propuneți și rezolvați 3 exerciții teoretice și 3 probleme folosind schema de mai sus.

13. Completați șirurile orizontale și verticale din figura 3.17 folosind informațiile de la pagina 53.

Orizontal:

1. Substanță chimică, care are rolul de a accelera o reacție.
2. Substanță oxidantă, cunoscută sub numele de apă ....
3. Metal, care arzând în oxigen, formează oxid de magneziu.
4. Sodiul, sub altă denumire.
5. Oxigenul + ... = apă (articulat).
6. Procedeu utilizat pentru obținerea oxigenului, atât în laborator, cât și în industrie.
7. Procesul suferit de sodiu atunci când se unește cu oxigenul.
8. Procesul invers oxidării.
9. Substanță capabilă să cedeze oxigen.

Vertical:

1. Element din grupa a VI-a principală (articulat).
2. Substanță cu rol invers oxidantului.

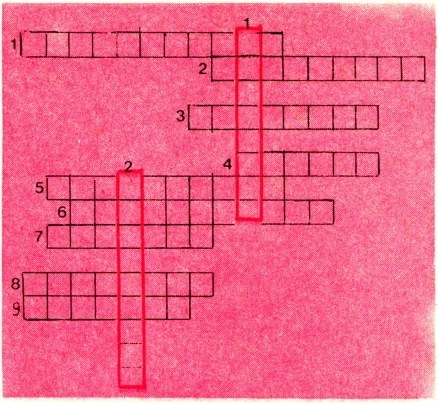


Fig. 3.17. Rebus chimic.

4 Hidrogenul

$^{A=1}_{Z=1}H$

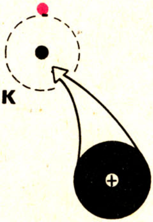


Fig. 4.1. →
Structura atomului de hidrogen.

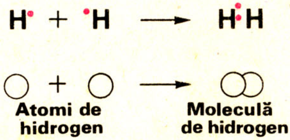
4.1. Structura atomului de hidrogen

Hidrogenul are numărul atomic Z = 1, numărul de masă A = 1 și ocupă primul loc în sistemul periodic al elementelor.

Atomul de hidrogen conține un proton în nucleu și un electron în învelișul electronic. În consecință, el prezintă o stabilitate redusă și tinde să formeze molecule de hidrogen, în care doi atomi își pun în comun câte un electron (fig. 4.2).

> Ce tip de legătură corespunde moleculei de hidrogen?

Fig. 4.2.



Stabilitatea moleculei de hidrogen este mai mare decât cea a atomului de hidrogen și de aceea, în stare liberă, hidrogenul se găsește numai sub formă moleculară H_2.

4.2. Starea naturală a hidrogenului

Hidrogenul se găsește *în stare liberă* în cantități foarte reduse. *Sub formă combinată* se găsește însă în aproape toate substanțele organice (metan, petrol, cauciuc, amidon, grăsimi etc.).

> Comparați starea naturală a hidrogenului cu cea a oxigenului.

4.3. Obținerea hidrogenului

Pornind de la principiul de bază că industria își alege materii prime dintre cele mai ieftine și ușor de prelucrat, rezultă că, pentru obținerea industrială a hidrogenului, va fi folosită apa.

Apa constituie practic o materie primă inepuizabilă; ea poate fi descompusă atât în industrie cât și în laborator cu ajutorul curentului electric în elementele componente: hidrogen și oxigen (vezi cap. 3, paragraful 3.3). Hidrogenul obținut pe cale electrolitică este de mare puritate (99,9%), dar procedeul este destul de costisitor.

În industrie hidrogenul obținut se îmbuteliază sub presiune, în cilindri rezistenți de oțel.

În laborator, hidrogenul se poate obține însă și prin alte procedee:

– acțiunea metalelor alcaline asupra apei;

– acțiunea acizilor asupra metalelor.

4.3.1. Acțiunea metalelor alcaline asupra apei

Demonstrație experimentală

Cu precauțiile prevăzute în paragraful 3.5.1 se taie o bucată de sodiu cât un bob de grâu și se așază cu grijă pe suprafața apei dintr-un cristalizor (fig. 4.3, a). Se acoperă cristalizorul cu o pâlnie de sticlă și se urmărește desfășurarea reacției de la distanță. Ce observați?

Se repetă experiența, localizând sodiul pe suprafața apei, plasându-l pe o hârtie de filtru.

Ce fenomen diferit are loc în acest ultim caz (b)?

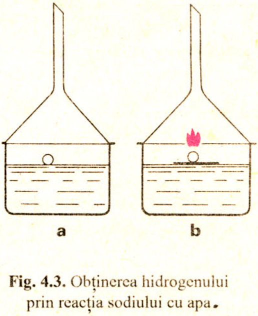


Fig. 4.3. Obținerea hidrogenului prin reacția sodiului cu apa.

Atenție!

Se interzice efectuarea acestei experiențe într-un vas neacoperit, deoarece, la sfârșitul reacției, picături mici de sodiu topit și soluție fierbinte sunt împroșcate în toate direcțiile.

După încetarea reacției, se adaugă în apa din cristalizor 4–5 picături de soluție de turnesol. Ce observați?

Turnesolul este o substanță violetă, care în mediu bazic, se colorează în albastru, iar în mediu acid, în roșu. Având rolul de a arăta caracterul acid sau bazic al unei soluții, turnesolul se numește indicator. În afară de turnesol, se cunosc și alți indicatori, care vor fi studiați mai târziu.

Explicația fenomenelor

Sodiul reacționează energic cu apa, se topește și se transformă într-o sferă mică argintie, care alunecă dezordonat pe suprafața apei.

– În urma reacției, în soluție se formează o bază, cunoscută sub denumirea de *hidroxid de sodiu* NaOH*, care colorează indicatorul în albastru.

– Concomitent, se dezvoltă și hidrogen, conform ecuației reacției chimice:

> Scrieți, prin analogie, ecuația reacției potasiului cu apa.

$2\,Na$	$+$	$2\,H_2O$	$=$	$2\,NaOH$	$+$	$H_2\uparrow$
Sodiu metalic		Apă		Hidroxid de sodiu		Hidrogen

– Reacția este însoțită de degajare de căldură, ceea ce provoacă topirea sodiului și aprinderea hidrogenului, atunci când sodiul este localizat la suprafața apei.

– Culoarea galbenă a flăcării, în acest caz, se datorează prezenței vaporilor de sodiu. În absența substanțelor străine, hidrogenul arde cu flacără albastră, pală, dar cu o temperatură ridicată.

4.3.2. Acțiunea acizilor asupra metalelor

În laborator, hidrogenul se obține, în mod curent, prin acțiunea acizilor asupra metalelor (de exemplu: zinc, magneziu, fier etc.).

---

* Să ne reamintim că denumirea tehnică a hidroxidului de sodiu este soda caustică.

Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă luați 1–2 granule de zinc, Zn. Adăugați soluție de acid clorhidric, HCl (fig. 4.4, a). Observați, cu atenție, fenomenele care au loc.

Plasați eprubeta în stativ. Încercați natura gazului dezvoltat, cu un chibrit aprins (fig. 4.4, b).

Ce gaz s-a dezvoltat?

Atenție! Dacă pentru obținerea hidrogenului se folosește o instalație oricât de simplă, și nu o eprubetă, hidrogenul degajat nu se va aprinde niciodată la capătul tubului de culegere, fără o prealabilă cercetare a purității acestuia, deoarece urme de oxigen, sau aer, aflate în aparat, pot produce explozii puternice.

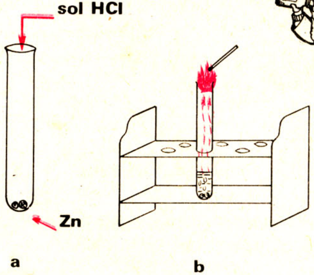


Fig. 4.4. Obținerea hidrogenului prin acțiunea acidului clorhidric asupra zincului .

Puritatea hidrogenului se verifică culegându-l într-o eprubetă și aprinzându-l. Aprinderea fără explozie și arderea liniștită a conținutului eprubetei probează existența hidrogenului curat, fără urme de oxigen.

Explicația fenomenelor. Prin acțiunea acidului clorhidric, HCl,asupra zincului, Zn,rezultă, așa cum se știe, clorură de zinc și hidrogen.

Stabiliți ce produși se obțin prin tratarea magneziului cu acidul clorhidric.

Zn	+	$2HCl$	=	$ZnCl_2$	+	$H_2\uparrow$
Zinc		Acid clorhidric		Clorură de zinc		Hidrogen

La apropierea flăcării, hidrogenul degajat se aprinde cu o ușoară pocnitură și arde cu o flacără albăstruie.

Luați într-o eprubetă o panglică de magneziu. Aranjați eprubeta în stativ şi cu o pipetă lăsați să picure 10–15 picături de soluție diluată de acid sulfuric peste panglica de magneziu. Urmăriți cu grijă reacția produsă şi încercați natura gazului dezvoltat cu un chibrit aprins.

Ce observați?

Explicația fenomenelor. Prin acțiunea acidului sulfuric asupra magneziului, rezultă sulfatul de magneziu și o degajare abundentă de hidrogen.

Stabiliți ce produși se obțin prin tratarea aluminiului cu acidul sulfuric.

Mg	+	H_2SO_4	=	$MgSO_4$	+	$H_2\uparrow$
Magneziu		Acid sulfuric		Sulfat de magneziu		Hidrogen

Din cele două exemple date, rezultă că hidrogenul se poate obține prin acțiunea acizilor (de ex. HCl, H_2SO_4) asupra metalelor electropozitive (de ex: Zn, Mg, Al, Fe).

Teme de control

1. Hidrogenul natural este un amestec de trei izotpoi: ${}^{1}_{1}H$; ${}^{2}_{1}D$ și ${}^{3}_{1}T$. Stabiliți particulele componente ale atomilor respectivi; asemănările și deosebirile între cele 3 specii de atomi.

2. Câți moli de hidrogen rezultă în urma reacției apei cu 4,6 g sodiu? a) 1 mol H_2; b) 0,2 moli H_2; c) 0,1 moli H_2; d) 0,5 moli H_2.

3. Ce cantitate de zinc în moli și în grame se consumă pentru a obține aceeași cantitate de hidrogen, ca la tema **2**? a) 65 g Zn; b) 13 g Zn; c) 32,5 g Zn = 0,5 moli; d) 6,5 g Zn = 0,1 moli.

4. Se tratează 72 g magneziu cu o soluție de acid sulfuric. Cantitatea de hidrogen degajată este: a) 6 g = 2 moli; b) 6 g = 3 moli; c) 3 g = 6 moli; d) 8 g = 4 moli.

4.4. Proprietățile fizice ale hidrogenului

În timpul preparării hidrogenului au putut fi observate unele din proprietățile sale fizice, și anume: este un gaz incolor, fără miros, fără gust, insolubil în apă și mai ușor decât aerul. Densitatea hidrogenului, raportată la cea a aerului, poate fi pusă în evidență prin barbotarea lui într-o soluție de săpun (fig. 4.5). Faptul că baloanele de săpun, care s-au umplut cu hidrogen, se ridică repede în aer, probează că acesta este mult mai ușor decât aerul. Determinări precise au arătat că hidrogenul este aproximativ de 14,5 ori mai ușor decât aerul.

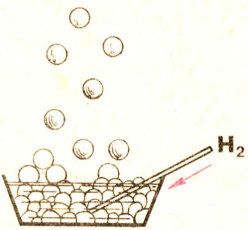


Fig. 4.5. Umplerea baloanelor de săpun cu hidrogen.

Având densitate foarte mică, hidrogenul este folosit la umplerea baloanelor și radiosondelor, dispozitive utilizate în meteorologie pentru a ridica la înălțimi mari diferite aparate care înregistrează automat temperatura, presiunea și umiditatea aerului.

Moleculele de hidrogen, datorită masei lor reduse, pot străbate cu ușurință membrane poroase. Fenomenul este cunoscut sub numele de *difuziune*.

Demonstrație experimentală

O eprubetă, menținută cu gura în jos, se umple cu hidrogen preparat din zinc și acid clorhidric și se astupă cu o hârtie de filtru umezită (fig. 4.6).

Se răstoarnă eprubeta și se apropie o flacără de gura acesteia. Aprinderea hidrogenului deasupra hârtiei de filtru demonstrează difuziunea lui prin porii acesteia.

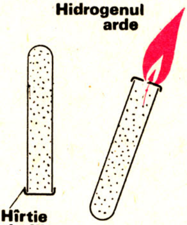


Fig. 4.6. Difuziunea hidrogenului.

Prezentați proprietățile fizice ale hidrogenului, prin comparație cu cele ale oxigenului.

4.5. Proprietățile chimice ale hidrogenului

Proprietățile chimice ale hidrogenului sunt determinate de existența unui singur electron în învelișul electronic al atomului.

În cele mai multe reacții chimice, atomul de hidrogen ajunge la structura stabilă de dublet a heliului, punând în comun electronul său cu electronul altui element. Așa se întâmplă, de exemplu, la formarea legăturilor covalente polare în cazul apei, H_2O (v. fig. 4.9), a acidului clorhidric, HCl etc.

În unele cazuri atomul de hidrogen poate accepta sau ceda un electron transformându-se astfel în ionii respectivi: ionul hidrură $H:^-$ și protonul H^+.

$$\underset{\text{Atom de hidrogen}}{H\cdot} + 1e^- \rightarrow \underset{\text{Ion hidrură}}{H:^-} \qquad \underset{\text{Atom de hidrogen}}{H\cdot} \rightarrow \underset{\text{Proton}}{H^+} + 1e^-$$

În toate combinațiile, atomul de hidrogen este constant monovalent.

4.5.1. Reacția de combinare a hidrogenului cu oxigenul

Cea mai importantă proprietate chimică a hidrogenului este afinitatea sa mare față de oxigen. Aceasta se manifestă atât asupra oxigenului liber, cât și asupra celui cuprins în diferite combinații chimice. Combinarea hidrogenului cu oxigenul conduce la formarea apei.

Demonstrație experimentală

1. În laborator, formarea apei se poate demonstra prin arderea, sub un clopot de sticlă (sau un pahar Berzelius), a hidrogenului uscat obținut în experiența de la pagina 57 (Zn+HCl) (fig. 4.7).

Ce observați?

Explicația fenomenului. În urma arderii hidrogenului în oxigenul din aer, se formează apă, H_2O (fig. 4.8).

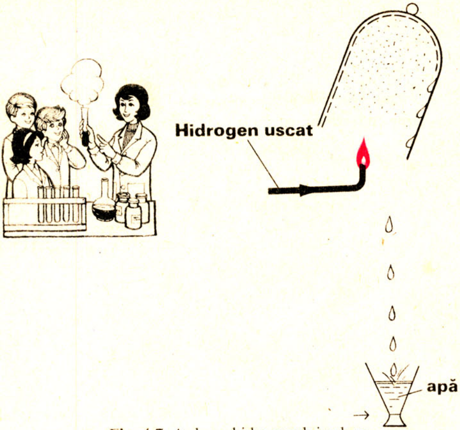


Fig. 4.7. Arderea hidrogenului sub un clopot de sticlă.

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

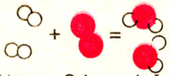


Fig. 4.8.

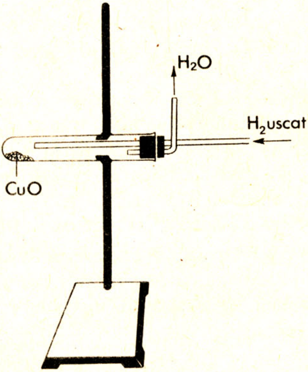
Având proprietatea de a arde, hidrogenul este folosit în industrie drept combustibil, singur sau în amestec cu alte gaze, ca metanul, monoxidul de carbon etc.

$$\underset{\text{Hidrogen}}{2H_2} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Apă}}{2H_2O}$$

La început, clopotul se umple cu o ceață densă, iar apoi, vaporii de apă se condensează pe pereții reci ai clopotului. După un timp, picăturile de apă se preling pe pereți și pot fi culese într-un vas (fig. 4.7).

4.5.2. Reacția de reducere

În paragraful precedent s-a specificat că hidrogenul poate scoate oxigenul din diferite substanțe compuse. Această proprietate poate fi pusă în evidență cu ajutorul instalației din figura 4.9.



←**Fig. 4.9.** Reducerea oxidului de cupru cu hidrogen.

Demonstrație experimentală

În eprubeta greu fuzibilă, în care se găsește oxidul de cupru (substanță solidă, de culoare neagră), se introduce un curent puternic de hidrogen uscat. După ce aerul a fost complet evacuat din întregul dispozitiv, se încălzește puternic oxidul de cupru. Masa solidă devine, în scurt timp, incandescentă, iar prin capătul liber al tubului se evacuează un curent de vapori de apă.

> Explicați acțiunea hidrogenului asupra oxidului de fier (III) Fe_2O_3.
> Scrieți ecuația reacției chimice corespunzătoare.

$$CuO + H_2 = H_2O + Cu$$

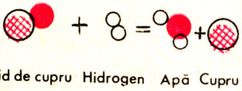


Fig. 4.10.

Dezvoltarea vaporilor de apă și transformarea substanței negre (CuO) într-o pulbere arămie (Cu) confirmă desfășurarea reacției conform ecuației de mai sus.

Fenomenul de extragere a oxigenului din oxizi sau alți compuși oxigenați, de către hidrogen sau alte elemente avide de oxigen (Al, Mg, Ca), se numește reducere.

Acțiunea hidrogenului asupra oxidului de cupru este deci o reacție de reducere, cunoscută sub denumirea de „reducerea oxidului de cupru cu hidrogen".

> Hidrogenul, datorită marii afinități față de oxigen, se folosește ca agent reducător, atât în laborator, cât și în industrie.

Teme de control

1. Cantitatea (în grame și moli) de apă rezultată prin arderea a 8 g hidrogen este: a) 36 g = 2 moli H_2O; b) 72 g H_2O = 4 moli H_2O; c) 144 g = 8 moli H_2O; d) 54 g = moli H_2O.

2. Cantitatea de oxigen (în grame și moli) utilizată în cazul reacției din problema **1.** este: a) 32 g = 1 mol O_2; b) 64 g = 2 moli O_2; c) 96 g = 3 moli O_2; d) 128 g = 4 moli O_2.

3. Cantitatea de hidrogen necesară pentru a reduce 2 moli de oxid de fier (III) este: a) 12 g H_2; b) 6 g H_2; c) 2 moli H_2; d) 4 moli H_2.

4. Hidrogenul consumat pentru reducerea a 6 moli de oxid de cupru (II) este: a) 6 moli H_2 și 6 g H_2; b) 3 moli H_2 = 6 g H_2; c) 6 moli H_2 = 18 g H_2; d) 6 moli H_2 = 12 g H_2.

5. Comparați rezultatele obținute la problemele **3.** și **4.** și explicați aceste valori.

6. Care din ecuațiile reacțiilor de mai jos sunt greșite sau incomplete?

a) $H_2 + S \rightarrow H_2S$ c) $H_2 + CuO \rightarrow H_2O + Cu$

b) $H_2 + H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$ d) $H_2 + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + H_2O$

Scrieți corect ecuațiile reacțiilor posibile.

4.6. Alte utilizări ale hidrogenului

Pe lângă utilizările menționate în paragrafele 4.4 și 4.5, hidrogenul se mai folosește în industria chimică, la sinteza acidului clorhidric și a amoniacului (fig. 4.11).

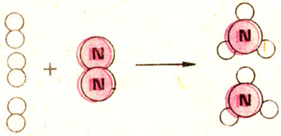


Fig. 4.11.

În țara noastră, obținerea acidului clorhidric din elemente se realizează la Govora, Onești, Turda etc., iar sinteza amoniacului la Craiova, Roznov, Târgu Mureș etc.

Hidrogenul lichid constituie, de asemenea, combustibilul rachetelor cosmice și combustibilul viitorului pentru vehiculele nepoluante.

Proprietatea hidrogenului de a arde cu o flacără a cărei temperatură este foarte ridicată și-a găsit aplicație în tehnică la tăierea și sudarea metalelor (vezi suflătorul oxihidric, fig. 3.15).

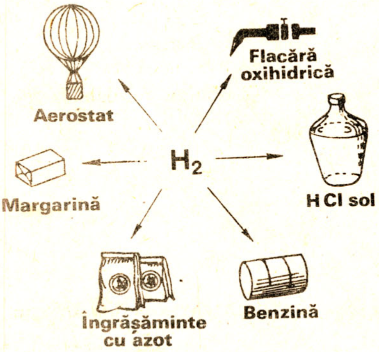


Fig. 4.12. Utilizările hidrogenului.

> Ce alte utilizări ale hidrogenului deduceți din figura 4.12?

Din capitolul „*Hidrogenul*" rețineți:

1. Structura atomului de hidrogen: $^{A=1}_{Z=1}H$

1.1. Nucleul cuprinde un proton $^{1}_{+1}p$.

1.2. Învelișul electronic are un electron $^{0}_{-1}e$ pe stratul *K*.

2. Consecințele structurii atomului:

2.1. Ocupă primul loc în sistemul periodic al elementelor.

2.2. Este constant monovalent, având covalența 1 și electrovalența −1 și +1.

2.3. Este un nemetal.

2.4. Are molecula diatomică: H_2.

3. Starea naturală:

3.1. În stare liberă hidrogenul se găsește în jurul astrelor.

3.2. În stare combinată se găsește atât în compuși anorganici (apă, acizi etc.), cât și în compuși organici (metan, gaze de sondă, petrol, alcool etc.).

4. Prepararea:

4.1. Industrială: electroliza apei alcalinizate: hidrogenul se degajă la catod.

4.2. De laborator: 4.2.1 acțiunea metalelor alcaline asupra apei:

2Na	+	$2H_2O$	=	2NaOH	+	$H_2\uparrow$
Sodiu		Apă		Hidroxid de sodiu		Hidrogen

4.2.2. acțiunea acizilor asupra metalelor:

Zn	+	2HCl	=	$ZnCl_2$	+	$H_2\uparrow$
Zinc		Acid clorhidric		Clorură de zinc		Hidrogen
Mg	+	H_2SO_4	=	$MgSO_4$	+	$H_2\uparrow$
Magneziu		Acid sulfuric		Sulfat de magneziu		Hidrogen

5. Proprietățile fizice: Gaz incolor, fără gust, fără miros, insolubil în apă și cu densitatea foarte redusă (de 14,5 ori mai ușor decât aerul).

Difuzează prin membrane poroase.

6. Proprietățile chimice:

6.1. Se combină direct cu unele nemetale:

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$ Apă

$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ Acid clorhidric

$3H_2 + N_2 = 2NH_3$ Amoniac

6.2. Prezintă caracter reducător (poate extrage oxigenul din diferite substanțe compuse):

CuO	+	H_2	=	H_2O	+	$Cu\downarrow$
Oxid de cupru		Hidrogen		Apă		Cupru
Fe_2O_3	+	$3H_2$	=	$3H_2O$	+	$2Fe\downarrow$
Oxid de fier (III)		Hidrogen		Apă		Fier

7. Utilizările:

7.1. Combustibil.

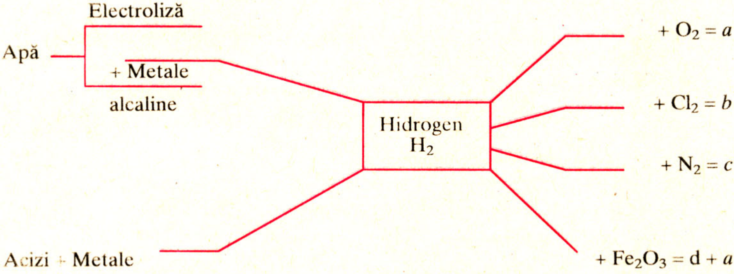
7.2. Obținerea: 7.2.1. flăcării oxihidrice;

7.2.2. unor substanțe: HCl, NH_3, benzină, margarină.

7.3. Agent reducător.

Exerciții și probleme recapitulative

Metodele de obținere, proprietățile și cele mai importante utilizări ale hidrogenului sunt rezumate în schema de mai jos.



Folosind această schemă răspundeți la următoarele întrebări:

1. Care sunt materiile prime utilizate pentru obținerea hidrogenului?

2. Ce tipuri de reacții stau la baza metodelor de obținere a hidrogenului?

3. Cu câte categorii de substanțe poate reacționa hidrogenul?

4. Ce substanțe corespund literelor *a, b, c, d?*

5. Care sunt ecuațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă?

6. Care din moleculele: H_2; H_2O; Cl_2; HCl; N_2 și NH_3 prezintă legături covalente polare și care prezintă legături covalente nepolare? Explicați răspunsul.

7. Ce metodă propuneți pentru a obține amoniac, pornind de la un acid?

8. Cum se poate obține teoretic acid clorhidric, pornind de la apă?

9. Cantitatea de hidrogen rezultată în urma acțiunii a 2,3 g sodiu asupra apei este: a) 0,1 g H_2 = 0,5 moli H_2; b) 1 g H_2 = 0,05 moli H_2; c) 0,1 g H_2 = 0,05 moli H_2; d) 0,01 g H_2 = 0,5 moli H_2.

10. Cantitățile de zinc și acid clorhidric care se consumă pentru a obține 4 g hidrogen sunt: a) 130 g Zn, 146 g HCl; b) 130 g Zn, 73 g HCl; c) 65 g Zn, 146 g HCl; d) 65 g Zn, 73 g HCl.

11. Cantitatea de vapori de apă care se obține prin arderea hidrogenului rezultat în urma reacției dintre 130 g zinc și acid sulfuric este: a) 3,6 g H_2O; b) 36 g H_2O; c) 0,36 g H_2O; d) 18 g H_2O.

12. Cantitatea de oxid de fier (III) care poate fi redusă cu hidrogenul rezultat în urma reacției a 78 g potasiu cu apa este: a) 5,33 g Fe_2O_3; b) 53,33 g Fe_2O_3; c) 533,3 g Fe_2O_3; d) 80 g Fe_2O_3.

13. Propuneți și rezolvați 3 exerciții teoretice și 3 probleme folosind schema de la pagina 64.

14. Completați coloanele din figura 4.13 după indicațiile de mai jos:

Vertical:

2. Substanță compusă rezultată prin reacția de combinare a hidrogenului cu azotul.
3. .... metalic, care poate fi redus de către hidrogen.
4. Culoarea soluției de turnesol în mediu acid.
6. Starea de agregare a hidrogenului.
7. Procesul chimic suferit de Fe_2O_3, CuO etc. la cald, sub acțiunea hidrogenului.
8. hidrogen + ... = amoniac.

Denumirea cărui element se obține pe șirul orizontal 1?

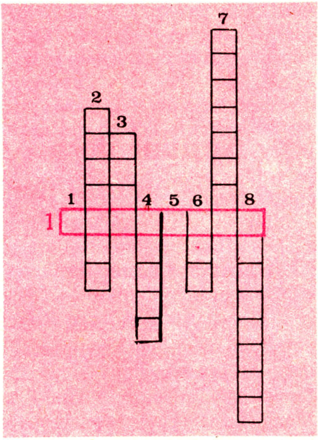


Fig. 4.13. Rebus chimic.

5 Noțiuni despre grupa a VII-a principală a sistemului periodic al elementelor

5.1. Caractere generale

Grupa VII^a a sistemului periodic se numește *grupa halogenilor*, datorită proprietății elementelor componente de a forma săruri (halogen = generator de sare). În această grupă sunt situate elementele cu o comportare foarte asemănătoare, și anume: fluorul F, clorul Cl, bromul Br, iodul I și astatinul At. Ultimul element emite în mod spontan și continuu radiații, este deci *radioactiv*.

Pentru fiecare element numărul atomic *Z* și numărul de masă *A* al izotopului cel mai frecvent sunt indicate în tabelul din figura 5.1, iar structura atomilor corespunzători în figura 5.2.

În figurile 5.1 și 5.2 s-au folosit masele atomice rotunjite, valori pe care le veți utiliza în rezolvarea problemelor.

Din aceste reprezentări rezultă în mod evident că raza și masa atomică cresc de la fluor la astatin și că atomii tuturor elementelor din grupa VII^a au 7 electroni pe stratul exterior.

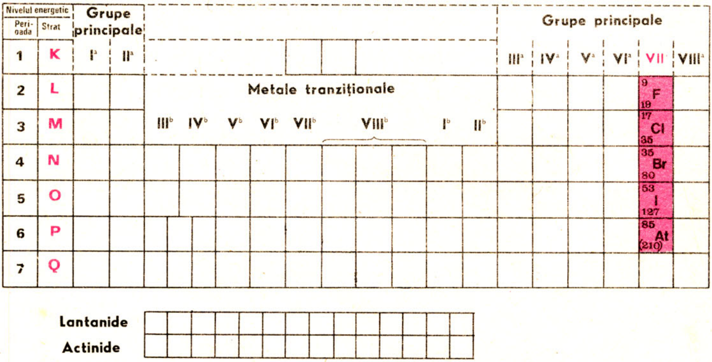
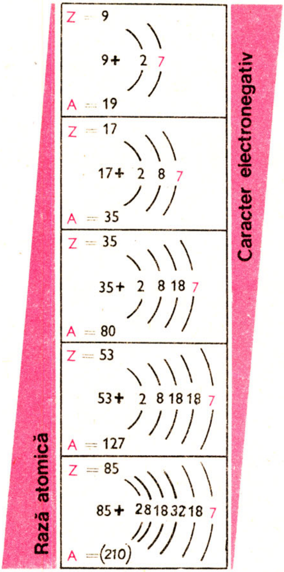


Fig. 5.1. Poziția grupei VII^a în sistemul periodic.



Prezența a 7 electroni pe ultimul strat explică atât caracterul puternic electronegativ cât și marea tendință de ionizare a acestor elemente.

Creșterea razei atomice determină descreșterea caracterului electronegativ de la fluor la iod. Fluorul este cel mai electronegativ element, are caracter tipic de nemetal, iar iodul, deși nemetal, prezintă totuși aspect metalic.

Pentru realizarea structurii stabile de octet, atomii elementelor din grupa VII[a] pot accepta un electron, formând astfel ioni cu o singură sarcină negativă.

De exemplu: $:\ddot{\underset{..}{F}}\cdot + e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{F}}:^-$

Atom de fluor → Ion de fluor

$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot + e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}:^-$

Atom de clor → Ion de clor

← **Fig. 5.2.** Structura atomilor elementelor din grupa VII[a].

Scrieți procesele de ionizare ale atomilor de brom și iod.

Deși tendința de ionizare scade simțitor de la fluor la iod, procesul de ionizare se poate generaliza sub forma:

$$:\ddot{\underset{..}{E}}\cdot + e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{E}}:^-$$

Atomul halogenului → **Ionul halogenului**

Din exemplele anterioare se deduce că electrovalența elementelor din grupa VII[a] este –1.

Halogenii formează compuși ionici cu elemente care prezintă un caracter puternic electropozitiv (metale alcaline și alcalino-pământoase):

$$K\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow K^+:\ddot{\underset{..}{Cl}}:^-$$

Atom de potasiu + Atom de clor → Clorură de potasiu (compus ionic)

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot + \ddot{Ca} + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow Ca^{2+}2:\ddot{\underset{..}{Cl}}:^-$$

Atom de clor + Atom de calciu + Atom de clor → Clorură de calciu (compus ionic)

> Generalizați reacțiile halogenilor cu metalele puternic electropozitive.
>
> $M^{I} + \cdot\ddot{\underset{..}{E}}: \longrightarrow$ ....
>
> $M^{II} + \cdot\ddot{\underset{..}{E}}: \longrightarrow$ ....

Atomii halogenilor își pot forma structura stabilă a gazului rar cel mai apropiat (următorul) și prin legături covalente.

De exemplu: a) formarea moleculelor diatomice ale halogenilor

$:\ddot{\underset{..}{F}}\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{F}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{F}}:\ddot{\underset{..}{F}}:$

Moleculă nepolară de fluor

$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$

Moleculă nepolară de clor

> Reprezentați grafic formarea moleculelor de brom și iod.

sau generalizând se obține:

$:\ddot{\underset{..}{E}}\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{E}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{E}}:\ddot{\underset{..}{E}}:$

Atom de halogen		Atom de halogen		Moleculă nepolară de halogen

b) formarea moleculelor acizilor halogenați

$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{F}}: \longrightarrow H:\ddot{\underset{..}{F}}:$

Moleculă polară de acid fluorhidric

$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow H:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$

Moleculă polară de acid clorhidric

> Reprezentați grafic formarea moleculelor de acid bromhidric și iodhidric.

sau, generalizând, se obține:

$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{E}}: \longrightarrow H:\ddot{\underset{..}{E}}:$

Atom de hidrogen		**Atom de halogen**		**Moleculă polară a acidului halogenat**

Din aceste ultime exemple se deduc următoarele:

- **halogenii au molecule diatomice;**
- **în moleculă, atomii de halogen sunt legați prin legături covalente nepolare;**
- **acizii halogenați prezintă legătură covalentă polară;**
- **în acizii halogenați, halogenii sunt monocovalenți;**
- **valența lor față de hidrogen este dată de diferența dintre opt și numărul grupei: 8 – 7 = 1.**

Cu excepția fluorului, ceilalți halogeni pot prezenta și covalențe superioare (tri-, penta- și heptacovalență).

În grupă variază și o serie de proprietăți fizice ale halogenilor (v. tab. 2.1).

Din punct de vedere chimic, halogenii sunt elemente foarte reactive, dar reactivitatea lor scade de la fluor la iod.

Interpretați informațiile cuprinse în tabelul 2.1 și stabiliți variația proprietăților fizice în grupă.

Cel mai important element din această grupă, clorul, va fi studiat în continuare.

Teme de control

1. Ce tip de legătură există în următorii compuși:
Clorură de sodiu ....; acid bromhidric ....
formula formula

clorură de magneziu ....
formula

Explicați formarea acestor legături chimice.

2. Ce deosebire există între molecula de fluor și molecula de acid fluorhidric?

3. Cum vă explicați scăderea reactivității chimice a halogenilor de sus în jos în grupă?

5.2. Clorul Cl

5.2.1. Structura atomului de clor

Din paragraful 1.1.1 se cunoaște că elementul clor este de fapt un amestec de doi izotopi, și anume: ${}^{A=35}_{Z=17}Cl$ și ${}^{A=37}_{Z=17}Cl$ în proporție de aproximativ 3: 1. În consecință masa atomică a clorului nu este un număr întreg, ci un număr fracționar: 35,45 (vezi anexa nr.1 de la sfârșitul manualului). În continuare se va prezenta structura atomului ${}^{35}_{17}Cl$ care în amestecul natural se găsește în proporția cea mai mare, 75,4%.

Atomul izotopului mai sus menționat are în nucleu 17 protoni (17 sarcini pozitive) și 18 neutroni, iar în învelișul electronic 17 electroni (17 sarcini negative) repartizați pe straturi, ca în figurile 5.3 și 5.4.

Clorul este situat în sistemul periodic în perioada a 3-a, grupa a VII[a] datorită faptului că atomul său are în curs de completare stratul *M,* iar pe ultimul strat, 7 electroni.

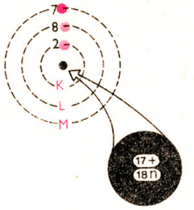


Fig. 5.3. Structura atomului de clor (Izotopul $^{35}_{17}Cl$).

Fig. 5.4. Căsuța clorului din sistemul periodic.

5.2.2. Starea naturală a clorului

Clorul în stare liberă se găsește sub formă moleculară, în cantități foarte reduse, în emanațiile vulcanice. Se găsește însă mult răspândit sub formă de compuși. Dintre aceștia, cea mai importantă substanță este clorura de sodiu NaCl, care se găsește atât sub formă de zăcăminte (sare gemă), cât și dizolvată în apa mărilor, a lacurilor sărate și în ape minerale.

5.2.3. Prepararea clorului în laborator

În laborator, clorul se obține la rece prin oxidarea acidului clorhidric cu diferite substanțe oxidante, ca de exemplu $KClO_3$ – cloratul de potasiu, substanță solidă, cristalizată, cu cristale incolore.

Demonstrație experimentală

Atenție! Experiența se va efectua sub nișă.

Într-un vas de sticlă V (fig. 5.5) se introduce clorat de potasiu $KClO_3$, și apoi se închide cu un dop la care se adaptează o pâlnie P (cu robinet) și un tub de culegere T.

Capătul liber al tubului traversează un capac de carton C și apoi pătrunde într-un cilindru C' cu apă.

Se adaugă acid clorhidric, HCl peste cloratul de potasiu.

Când cilindrul C' se umple cu un gaz galben-verzui, întreaga instalație se deplasează sub nișă.

Reacția care a avut loc se poate exprima prin ecuația:

$$KClO_3 + 6HCl = KCl + 3Cl_2\uparrow + 3H_2O$$

Clorat de potasiu	**Acid clorhidric**	**Clorură de potasiu**	**Clor**	**Apă**

Ce altă substanță se mai poate obține din $KClO_3$?

Clorul degajat umple inițial vasul V, apoi, prin tubul T pătrunde în apa din cilindrul C' în care se dizolvă formând apa de clor. Excesul de clor rămâne deasupra apei.

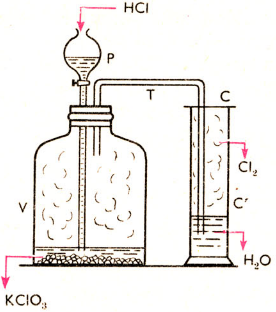


Fig. 5.5. Instalație pentru obținerea clorului în laborator →

Atenție! Nu inspirați gazul dezvoltat, întrucât este foarte toxic.

5.2.4. Proprietățile fizice ale clorului

Din experiența precedentă s-a remarcat că clorul este un gaz, de culoare galben-verzuie, cu miros sufocant, cu densitate mai mare decât aerul și solubil în apă. O parte din clorul dizolvat reacționează cu apa, formând apa de clor. Apa de clor se păstrează în sticle brune, pentru că sub influența luminii se descompune, degajând oxigen.

Datorită oxigenului dezvoltat, apa de clor are acțiune de decolorare și sterilizare.

Pe această proprietate se bazează utilizarea clorului la sterilizarea apei și decolorarea fibrelor textile.

Demonstrație experimentală

Se introduc în apa de clor, obținută în experiența precedentă, o bucată de stofă colorată, o frunză și o foaie de hârtie scrisă recent cu cerneală. Se observă că stofa, frunza și cerneala se decolorează.

Teme de control

1. Reprezentați structura izotopului $_{Z=17}^{A=37}Cl$ după modelul indicat în figura 5.3.

2. Ce substanță, în reacție cu acidul clorhidric, la rece, degajă un gaz galben-verzui, cu miros iritant?

Scrieți ecuația reacției chimice corespunzătoare.

3. Care este fenomenul care stă la baza utilizării clorului la sterilizarea apei și decolorarea fibrelor textile?

5.2.5. Proprietățile chimice ale clorului

> Explicați de ce molecula de clor are o stabilitate mai mare decât atomul de clor.

Clorul este o substanță chimică simplă, care în stare liberă se găsește sub formă moleculară Cl_2.

– Clorul se combină ușor cu hidrogenul, conform ecuației:

$$\underset{\text{Clor}}{Cl_2} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2} = \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl}$$

> Cărui tip de reacție corespunde sinteza acidului clorhidric?

> Reacția își găsește aplicații la obținerea industrială a acidului clorhidric (sinteza HCl).

– Clorul scoate hidrogenul și din compuși.

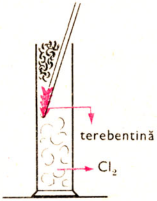


Fig. 5.6. Arderea terebentinei în clor.

Demonstrație experimentală

Într-un cilindru cu clor se introduce o baghetă de sticlă pe al cărui capăt se înfășoară o bucată de hârtie de filtru îmbibată cu terebentină (fig. 5.6).

Terebentina, care cuprinde în compoziția ei carbon și hidrogen, se aprinde spontan și arde cu mult fum.

$$\underset{\text{Clor}}{Cl_2} + \text{terebentină} \rightarrow \underset{\text{Carbon}}{C} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{HCl}$$

– Clorul reacționează cu majoritatea metalelor, formând clorurile respective.

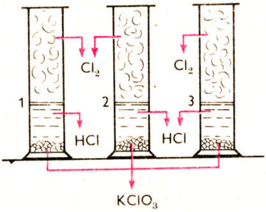


Fig. 5.7 Umplerea a trei cilindri cu clor.

Demonstrații experimentale

Arderile metalelor în clor

Sub nișă, la rece, se prepară clor din clorat de potasiu și acid clorhidric în trei cilindri acoperiți cu plăcuțe de sticlă (fig. 5.7).

Separat se încălzește sodiu metalic într-o lingură de ars și se introduce în primul cilindru (fig. 5.8, a).

Pe pereții cilindrului se depune o substanță solidă albă, care este clorura de sodiu.

> Ce produs s-ar obține prin arderea potasiului în clor?

$$\underset{\text{Clor}}{Cl_2} + \underset{\text{Sodiu}}{2Na} = \underset{\text{Clorură de sodiu}}{2NaCl}$$

În al doilea cilindru se introduce o sârmă de fier spiralată, încălzită până la incandescență. Norii bruni care se produc indică formarea clorurii de fer (III), $FeCl_3$ (fig. 5.8,b).

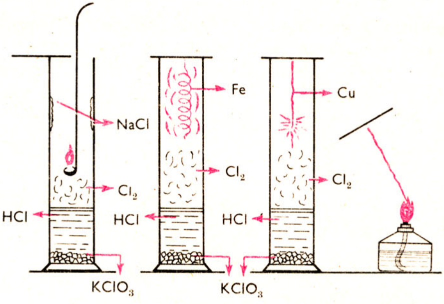


Fig. 5.8. Arderile metalelor în clor

$$\underset{\text{Clor}}{3Cl_2} + \underset{\text{Fer}}{2Fe} = \underset{\text{Clorură de fer (III)}}{2FeCl_3}$$

> Arderile metalelor în clor sunt folosite în laborator pentru obținerea clorurilor metalice.

În cel de-al treilea cilindru se introduc fire incandescente de cupru.

Reacția cuprului cu clorul conduce la formarea clorurii de cupru (II), care poate fi pusă în evidență prin reintroducerea firelor de cupru în flacără (fig. 5.8, c). Flacăra se colorează în verde.

$$\underset{\text{Clor}}{Cl_2} + \underset{\text{Cupru}}{Cu} = \underset{\text{Clorură de cupru (II)}}{CuCl_2}$$

Concluzii. Clorul reacționează cu hidrogenul, formând acid clorhidric, și cu metale, formând cloruri.

Observație. Metalele cu valență variabilă, în reacție cu clorul, formează cloruri în care prezintă valență superioară.

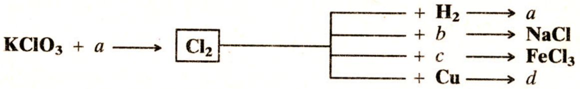
5.2.6. Acțiunea fiziologică a clorului

> Clorul se utilizează la obținerea industrială a unor produși organici folosiți ca insecticide.

Clorul este un gaz toxic care, inhalat în cantități mici, produce iritația mucoaselor și tuse, iar în cantități mai mari intoxicații grave și hemoptizii. Pentru dezintoxicare se recomandă inhalații cu alcool și eter, sau oxigenoterapie. Drept antidot se folosește tiosulfatul de sodiu ($Na_2S_2O_3$), care în comerț se cunoaște și sub denumirea de „substanță anticlor".

Probleme recapitulative

Obținerea și proprietățile chimice ale clorului pot fi rezumate conform schemei de mai jos.



Folosind această schemă răspundeți la următoarele întrebări:

1) Care sunt substanțele utilizate pentru obținerea clorului în laborator?

2) Câte categorii de elemente se pot arde în clor?

3) Ce substanțe corespund literelor *a, b, c* și *d?*

4) Ce tip de legătură prezintă: NaCl; Cl_2; H_2 și substanța corespunzătoare literei *a*. Explicați formarea acestora.

5) Care sunt ecuațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă?

6) Cărui tip de reacție corespund arderile în clor?

7) Cum se pot obține clorura de fer III, $FeCl_3$ și acidul clorhidric, HCl, pornind de la cloratul de potasiu, $KClO_3$?

8) Cantitatea de clorat de potasiu, $KClO_3$, exprimată în grame și moli, care se va consuma pentru obținerea a 71 g clor este:

a) 3,3 moli = 404,25 g $KClO_3$; b) 1 mol = 122,5 g $KClO_3$;

c) 0,333 moli = 40,83 g $KClO_3$; d) 3 moli = 367,5 g $KClO_3$.

9) În 3 moli de clor se pot arde *x* grame de sodiu. Valoarea lui *x* este: a) $x = 69$ g Na; b) $x = 138$ g Na; c) $x = 46$ g Na; d) $x = 23$ g Na.

10) Se tratează 2 moli de clorat de potasiu cu o soluție de acid clorhidric de concentrație 20%, în scopul obținerii clorului.

Se cere: 1. masa soluției de acid clorhidric consumat;

2. câți moli de cupru pur se pot arde în cantitatea de clor rezultată;

3. ce substanță se formează în urma arderii cuprului în clor și în ce cantitate? Exprimați răspunsul în moli și grame.

Alegeți din valorile propuse mai jos pe cele corecte.

1. a) $m_s = 730$ g sol HCl; b) $m_s = 6$ moli sol HCl; c) $m_s = 73$ g sol HCl; d) $m_s = 2190$ g sol HCl.

2. a) 2 moli Cu; b) 3 moli Cu; c) 12 moli Cu; d) 6 moli Cu,

3. a) 2 moli = 270 g $CuCl_2$; b) 3 moli = 405 g $CuCl_2$; c) 12 moli = 1620 g $CuCl_2$; d) 6 moli = 810 g $CuCl_2$.

5.3. Acidul clorhidric HCl

5.3.1. Structura moleculară

Acidul clorhidric cuprinde în compoziția sa hidrogen și clor în raport atomic de 1/1, întrucât ambele elemente sunt monocovalente (fig. 5.9 și 5.10).

Din formula electronică explicată în paragraful 1.4.2 și reprezentată în figura 5.9 se observă:

Fig. 5.9. Formula electronică a acidului clorhidric.

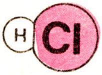


Fig. 5.10. Modelul moleculei de acid clorhidric

– realizarea structurii de dublet în jurul atomului de hidrogen;

– crearea structurii de octet în jurul atomului de clor;

– existența unei legături covalente polare, datorită deplasării perechii comune de electroni spre clor;

– formarea unei molecule polare în care hidrogenul va putea fi cu ușurință cedat sau substituit de către metale. Așa se explică caracterul acid al acestei substanțe.

De ce perechea comună de electroni nu este deplasată spre hidrogen?

5.3.2. Starea naturală a acidului clorhidric

În stare liberă se găsește în cantități extrem de mici în emanațiile vulcanice și în sucul gastric.

În schimb se găsește în cantități mai mari sub formă de cloruri: NaCl, KCl, $MgCl_2$ etc.

Acidul clorhidric din sucul gastric participă la procesul de digestie.

5.3.3. Prepararea acidului clorhidric

Acidul clorhidric, în industrie, se obține prin sinteză, conform ecuației cunoscute:

$$Cl_2 + H_2 = 2HCl$$

Clor Hidrogen Acid Clorhidric

iar în laborator, prin tratarea la cald a clorurii de sodiu NaCl cu acid sulfuric, H_2SO_4.

Demonstrație experimentală

Într-o eprubetă E_1 se introduce clorură de sodiu și se adaugă soluție concentrată de acid sulfuric. Se astupă eprubeta cu un dop prevăzut cu un tub de culegere (fig 5.11).

Se încălzește cu grijă eprubeta E_1 și se barbotează gazul rezultat în apa din eprubeta E_2 care conține 1 – 2 picături de turnesol. Ce observați?

Atenție! Nu îndepărtați flacăra de sub eprubeta E_1. Întreruperea încălzirii se face numai după scoaterea tubului T din eprubeta E_2. Nerespectarea acestor reguli atrage deplasarea lichidului rece din E_2 în E_1 și spargerea eprubetei E_1.

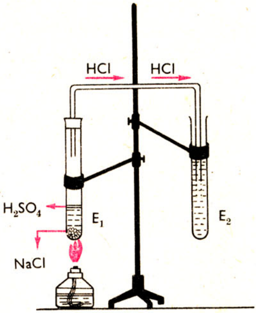


Fig. 5.11. Prepararea acidului clorhidric în laborator

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$$

Clorură de sodiu — Acid sulfuric — Sulfat de sodiu — Acid clorhidric

Ce altă sare poate fi folosită pentru obținerea acidului clorhidric în laborator?

Concluzie. În urma acțiunii acidului sulfuric asupra clorurii de sodiu rezultă acidul clorhidric (gaz) care se dizolvă cu multă ușurință în apă și colorează turnesolul în roșu.

Colorarea soluției de turnesol în roșu indică prezența acidului clorhidric.

5.3.4. Proprietățile fizice ale acidului clorhidric

Din experiența precedentă rezultă că acidul clorhidric este un gaz incolor*, cu miros înțepător, cu densitate mai mare decât aerul, și foarte solubil în apă. Din această cauză acidul clorhidric fumegă în aer (fig. 5.12).

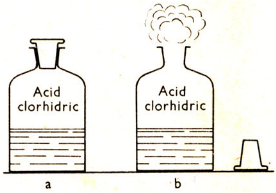


Fig. 5.12. Fumegarea acidului clorhidric în aer.

* Soluția de acid clorhidric tehnic își datorește culoarea galbenă prezenței unor impurități colorate ($FeCl_3$)

Teme de control

1. Comparați sub toate aspectele reacțiile care stau la baza obținerii acidului clorhidric în industrie și în laborator.

2. Ce importanță practică prezintă solubilitatea acidului clorhidric în apă?

5.3.5. Proprietățile chimice ale acidului clorhidric

Acidul clorhidric este un hidracid, deoarece cuprinde în compoziția sa numai hidrogen și nemetal (clor).

Acidul clorhidric gazos este foarte stabil datorită structurii sale moleculare (v. pag. 75). La temperatură obișnuită el nu reacționează decât cu amoniacul, NH_3, și formează clorura de amoniu, NH_4Cl.

Activitate independentă a elevilor

Agitați sticluțele cu soluții de acid clorhidric și amoniac, astfel încât dopurile să se umezească. Scoateți dopurile și apropiați-le apoi fără să le atingeți (fig.5.13). Ce remarcați?

Explicația fenomenului. Fumul alb format este alcătuit din particule fine de clorură de amoniu, rezultată în urma reacției de combinare:

$$\underset{\text{Acid clorhidric}}{HCl} + \underset{\text{Amoniac}}{NH_3} = \underset{\text{Clorură de amoniu}}{NH_4Cl}$$

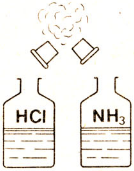


Fig. 5.13. Formarea clorurii de amoniu.

Soluția de acid clorhidric se comportă ca un acid tare.

Deoarece majoritatea proprietăților chimice ale soluției de acid clorhidric sunt cunoscute din clasa a VII-a, în continuare se va trece direct la verificarea experimentală a acestora.

Activitate independentă a elevilor

Atenție! În timpul lucrărilor veți folosi substanțe toxice și vătămătoare (soluție concentrată de acid clorhidric, hidroxid de sodiu și azotat de argint). Manipulați cu multă grijă aceste substanțe, nu vărsați soluțiile pe masă, pe caiet, pe haine sau pe mână. La sfârșitul orei vă veți spăla în mod obligatoriu pe mână.

Tema 1. Acțiunea acidului clorhidric asupra indicatorilor

Sarcini de lucru. Turnați acid clorhidric în două eprubete diferite. Adăugați într-o eprubetă 2 – 3 picături soluție de turnesol, iar în cealaltă soluție alcoolică de fenolftaleină (fig 5.14). Ce observați? Comparați culorile soluțiilor obținute cu cele indicate în figura 5.14, b

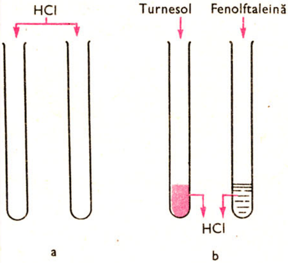


Fig. 5.14. Acțiunea soluției de acid clorhidric asupra indicatorilor.

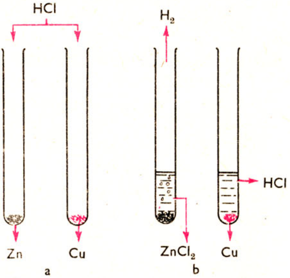


Fig. 5.15. Acțiunea acidului clorhidric asupra metalelor.

Tema 2. Acțiunea acidului clorhidric asupra metalelor

Sarcini de lucru. În două eprubete introduceți granule de zinc și respectiv strujitură de cupru (fig. 5.15, a). Adăugați apoi soluție de acid clorhidric. Verificați natura gazului dezvoltat cu un chibrit aprins. Ce observați?

Confruntați rezultatele obținute cu informațiile cuprinse în figura 5.15, b.

Tema 3. Acțiunea acidului clorhidric asupra oxizilor bazici (metalici)

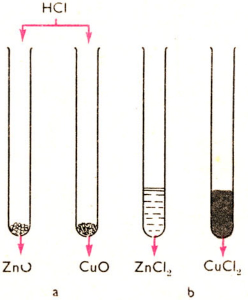


Fig. 5.16. Acțiunea acidului clorhidric asupra oxizilor bazici.

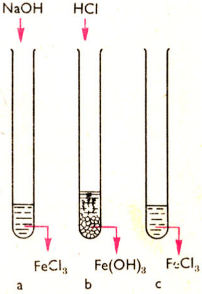


Fig. 5.17. Obținerea hidroxidului de fer (III) și acțiunea acidului clorhidric asupra acestuia.

Sarcini de lucru. În două eprubete introduceți oxid de zinc și respectiv oxid de cupru. Adăugați apoi soluție de acid clorhidric (fig. 5.16, a). Ce observați?

Confruntați produsele rezultate cu cele indicate în figura 5.16, b.

Tema 4. Acțiunea acidului clorhidric asupra bazelor

Sarcini de lucru. a Într-o eprubetă preparați hidroxid de fer (III), $Fe(OH)_3$ din clorură de fer (III), $FeCl_3$ și hidroxid de sodiu, NaOH (fig. 5.17,a). Tratați precipitatul obținut cu acid clorhidric (fig. 5.17, b). Ca observați?

Comparați produsul rezultat cu soluția inițială, de $FeCl_3$ (fig. 5.17, c).

b. Luați într-o eprubetă soluție de hidroxid de sodiu, NaOH și adăugați 1 – 2 picături de soluție de turnesol (fig 5.18). Cu ajutorul unei pipete introduceți, picătură cu picătură, soluție de acid clorhidric până în momentul în care se observă modificări ale culorii. Ce reacție a avut loc?

Tema 5. Acțiunea acidului clorhidric asupra sărurilor

Atenție! Manipulați cu grijă soluția de azotat de argint. Nu lăsați să se prelingă picături pe mâini, haine, cărți, caiete, întrucât le înnegrește.

Sarcini de lucru. Luați două eprubete cu carbonat de sodiu solid (sodă de rufe), Na_2CO_3 și respectiv soluție de azotat de argint (piatra iadului), $AgNO_3$. Adăugați soluție de acid clorhidric (fig.3.19). Urmăriți reacțiile din fiecare eprubetă. Încercați cu un chibrit aprins natura gazului dezvoltat în prima eprubetă. Ce remarcați?

Confruntați rezultatele obținute cu informațiile cuprinse în figura 5. 19, b.

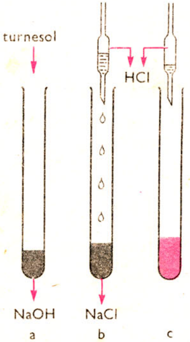


Fig. 5.18. Reacția de neutralizare.

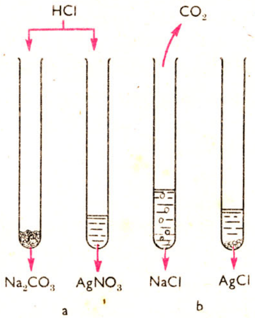


Fig. 5.19. Acțiunea acidului clorhidric asupra sărurilor.

Concluzii. Din experiențele efectuate se deduc proprietățile chimice ale soluției de acid clorhidric.

Tema 1. Soluția de acid clorhidric înroșește turnesolul și nu colorează fenolftaleina (proprietate comună pentru toți acizii, vezi clasa aVII-a).

Tema 2. Soluția de acid clorhidric reacționează cu metalele cu caracter puternic electropozitiv, formând clorurile respective și dezvoltând hidrogen:

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Acid clorhidric — Zinc — Clorură de zinc — Hidrogen

> Reacția este utilizată la obținerea hidrogenului în laborator.

Generalizând:

$$\mathbf{HCl + Metal =} \textit{Clorură} \mathbf{+ H_2\uparrow}$$

Metalele cu un slab caracter electropozitiv (de exemplu cuprul) nu pot substitui hidrogenul din acidul clorhidric. Deci acestea nu reacționează cu acidul clorhidric.

Tema 3. Soluția de acid clorhidric reacționează cu oxizii metalici formând clorurile respective și apă:

$$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O$$

Acid clorhidric — Oxid de zinc — Clorură de zinc — Apă

$$2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$$

Acid clorhidric — Oxid de cupru — Clorură de cupru — Apă

> Reacția își găsește aplicație la solubilizarea oxidului de cupru în procesul de cositorire (decaparea cuprului).

Generalizând: **HCl + Oxid bazic =** *Clorură* **+ H_2O**

Tema 4. Tratând clorură de fer (III) $FeCl_3$ cu hidroxid de sodiu, NaOH s-a obținut hidroxidul de fer (III) $Fe(OH)_3$, bază insolubilă (precipitat brun-roșcat):

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Soluția de acid clorhidric reacționează atât cu bazele insolubile, cât și cu cele solubile, formând clorurile respective și apa:

$$3HCl + Fe(OH)_3 = FeCl_3 + 3H_2O$$

Acid clorhidric — Hidroxid de fer(III) — Clorură de fer(III) — Apă

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Acid clorhidric — Hidroxid de sodiu — Clorură de sodiu — Apă

> Acidul clorhidric se utilizează ca reactiv în laborator pentru neutralizarea bazelor.

Generalizând: **HCl + Bază =** *Clorură* **+ H_2O**

Reamintim că reacțiile dintre acizi și baze se cunosc sub numele de *reacții de neutralizare* și duc la formarea sărurilor. În cea de a doua experiență,

momentul neutralizării a corespuns momentului în care culoarea indicatorului s-a modificat.

Tema 5. Soluția de acid clorhidric reacționează și cu sărurile:

– cu carbonații dă reacții cu efervescență, datorită degajării abundente de dioxid de carbon CO_2. Inițial se formează acid carbonic, H_2CO_3, care, fiind nestabil, se descompune în dioxid de carbon și apă:

$$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2CO_3$$

$2HCl$	Na_2CO_3	$2NaCl$	H_2CO_3
Acid clorhidric	Carbonat de sodiu	Clorură de sodiu	$CO_2\uparrow$ H_2O

Reacția este utilizată la recunoașterea carbonaților și la prepararea dioxidului de carbon în laborator.

– cu azotatul de argint, $AgNO_3$ rezultă un precipitat alb de clorură de argint, AgCl și acid azotic, HNO_3:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

HCl	$AgNO_3$	$AgCl\downarrow$	HNO_3
Acid clorhidric	Azotat de argint	Clorură de argint	Acid azotic

Reacția, fiind caracteristică, este folosită la *recunoașterea acidului clorhidric și a clorurilor solubile* (deci a ionului Cl^- clorură).

Generalizând cazurile particulare de mai sus:

HCl + Sare = ***Clorură*** **+ Un nou acid**

Acidul clorhidric se folosește la obținerea în laborator a unor acizi mai slabi, de exemplu H_2S.

Observăm că toate reacțiile soluției de acid clorhidric cu metale, oxizi metalici, baze și săruri, conduc în final la formarea clorurilor (sărurilor acidului clorhidric).

Toate tipurile de reacții menționate pot fi folosite la obținerea clorurilor.

Teme de control

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au loc atunci când se tratează pilitură de fier cu soluție de acid clorhidric și hidroxid de fier II cu soluția aceluiași acid. Comparați cele două ecuații chimice și specificați concluziile la care ați ajuns.

2. Dați două exemple de reacții ale soluției de acid clorhidric cu săruri diferite.

3. Cu ce substanță poate să reacționeze acidul clorhidric în soluție pentru a obține una și aceeași sare: $ZnCl_2$?

5. 4. Sărurile acidului clorhidric

Sărurile acidului clorhidric se numesc cloruri. Ele sunt combinații binare.

Clorurile metalelor sunt substanțe solide, incolore sau colorate și solubile în apă, cu excepția clorurilor de argint, AgCl, mercur (I), Hg_2Cl_2 și cupru (I), CuCl. Sărurile acidului clorhidric se obțin fie prin arderea metalelor respective în clor (v. pag. 73 și fig. 5.8), fie în urma reacțiilor acidului clorhidric cu metale, oxizi metalici, baze sau săruri (v.pag. 80 – 81).

Clorurile solubile, ca și acidul clorhidric, se recunosc cu ajutorul azotatului de argint (pag. 81). De exemplu:

Ce produși rezultă în urma tratării unei soluții de $ZnCl_2$ cu soluție de $AgNO_3$?

NaCl	+	$AgNO_3$	=	AgCl↓	+	$NaNO_3$
Clorură de sodiu		Azotat de argint		Clorură de argint		Azotat de sodiu

În urma reacției se formează un precipitat alb-brânzos de clorură de argint, care, în timp, sub influența luminii se înnegrește, datorită descompunerii în argint metalic fin divizat și clor.

Sensibilitatea halogenurilor de argint la lumină și-a găsit aplicații la fabricarea clișeelor și filmelor fotografice.

Cea mai importantă clorură este *clorura de sodiu (*sarea de bucătărie), compus ionic: Na^+Cl^-. Se găsește în natură fie sub formă de sare gemă, fie dizolvată în apa mărilor, oceanelor, lacurilor sărate și în ape minerale.

Cele mai importante izvoare de ape minerale clorurate din țara noastră sunt la: Monteoru, Ocna Sibiului, Ocna Mureșului, Băile Herculane, Sovata, Slănic, Lacul Sărat etc.

În stare pură, clorura de sodiu este o substanță solidă, cristalizată în formă cubică, incoloră, cu gust sărat și solubilă în apă.

Clorura de sodiu constituie materia primă care stă la baza întregii industrii clorosodice. Din clorura de sodiu se prepară clorul, sodiul, acidul clorhidric, hidroxidul de sodiu etc.

Cele mai mari centre ale industriei clorosodice din țara noastră se găsesc la Govora, Victoria, Borzești și Turda.

Clorura de sodiu este în același timp folosită și în alimentație, ca sare de bucătărie, în industria alimentară la conservarea alimentelor și în medicină, ca ser fiziologic (soluție 0,86%).

Exerciții și probleme recapitulative

1) Cum explicați electrovalența – 1 și monocovalența halogenilor?
2) Exemplificați caracterul electronegativ al elementelor din grupa VII-a.
3) De ce clorul în stare liberă se găsește sub formă moleculară și nu atomică?
4) Stabiliți care din afirmațiile de mai jos sunt incorecte și rectificați erorile:
– Fluorul și clorul au valența maximă egală cu numărul grupei căreia aparțin.
– În urma electrolizei soluției de clorură de sodiu, clorul se dezvoltă la catod, iar hidrogenul la anod.
– Bromul și clorul sunt nemetale și au aceeași valoare a electronegativității.
– Prin arderea hidrogenului în clor se obține o clorură metalică.
– Prin arderea sodiului în clor se obține acidul clorhidric.
5) Particularizați cazurile generale de mai jos:

$$HCl + \text{Oxizi bazici} \longrightarrow \text{Cloruri} + H_2O$$
$$HCl + \text{Baze} \longrightarrow \text{Cloruri} + H_2O$$

6) Cum vă explicați că atât în reacțiile cu oxizii bazici, cât și în cele cu bazele, acidul clorhidric formează aceiași produși de reacție: cloruri și apă?

7) Care din reacțiile de mai jos sunt posibile, care sunt imposibile? Argumentați răspunsul:

a) $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$
c) $2HCl + Cu = CuCl_2 + H_2\uparrow$
b) $K_2SO_4 + 2\ HCl = 2KCl + H_2SO_4$
d) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

8) Calculați, în moli și în grame, cantitatea de acid clorhidric care reacționează cu amoniacul, dacă din reacție rezultă 107 g clorură de amoniu: a) 1 mol = 36,5 g HCl; b) 2 moli = =73 g HCl; c) 1 mol = 73 g HCl; d) 2 moli = 36,5 g HCl.

9) Numărul molilor de zinc care reacționează cu 200 g soluție de acid clorhidric cu concentrația 36,5% este egal cu: a) 0,5 moli Zn; b) 2 moli Zn; c) 1 mol Zn; d) 64 g Zn.

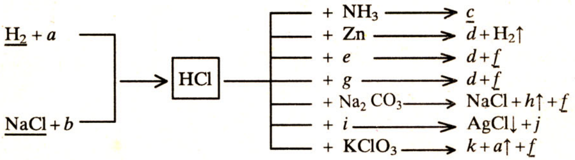
10*) O cantitate de 10 g carbonat de calciu se tratează cu o soluție de acid clorhidric cu concentrația 10%,

– Cantitatea de dioxid de carbon care se dezvoltă este egală cu: a) 0,1 moli = 4,4 g CO_2; b) 1mol = 44 g CO_2; c) 0,01 moli = 0,44 g CO_2; d) 10 moli = 44 g CO_2.

– Masa soluției de acid clorhidric consumată este: a) m_s = 73 g sol HCl; b) m_s = 7,3 g sol HCl; c) m_s = 730 g sol HCl; d) m_s =0,73 g sol HCl.

Indicație. Pentru problemele 8), 9) și 10) folosiți masele atomice rotunjite din Anexa 1, coloana a 6-a.

11*) Se dă schema de mai jos:



și se cer următoarele:

– să se determine substanțele chimice corespunzătoare literelor *a, b, c, ... k;*
– să se scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare proceselor chimice cuprinse în schemă;
– să se menționeze care din aceste reacții își găsesc aplicații în industrie și în laborator;
– să se specifice și să se explice tipul de legătură al substanțelor subliniate.

---

* Problemele 10 și 11 pot fi rezolvate în cadrul ședințelor de cerc. Confruntați rezultatele obținute cu cele indicate în anexa 2.

12) Completați în figura 5.20 denumirile clorurilor, folosind informațiile de mai jos:

1. Materie primă folosită la prepararea acidului clorhidric în laborator.

2. Produs rezultat prin arderea cuprului în clor.

3. Precipitat alb, care indică prezența ionului de clor.

4. Substanță rezultată în urma reacției oxidului de zinc cu soluție de acid clorhidric.

5. Fum alb rezultat la apropierea unei baghete de sticlă înmuiată în soluție de amoniac, de altă baghetă umezită cu soluție de acid clorhidric.

6. Substanță brună, rezultată la arderea ferului incandescent, în clor gazos.

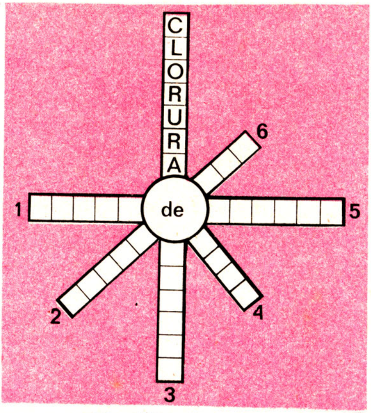


Fig. 5.20. Rebus chimic

6 Noțiuni despre grupa a VI-a principală a sistemului periodic al elementelor

6.1. Caractere generale

Grupa VI^a a sistemului periodic se numește *grupa oxigenului,* după denumirea primului element al grupei.

În această grupă sunt situate următoarele elemente: oxigen O, sulf S, seleniu Se, telur Te și poloniu Po, element radioactiv.

Numărul atomic *Z* și numărul de masă *A* ale fiecărui element sunt indicate în tabelul din figura 6.1, iar structura atomilor corespunzători în figura 6.2. (S-au folosit masele atomice rotunjite, valori pe care le veți utiliza în rezolvarea problemelor.)

Din aceste reprezentări se poate observa că raza atomică crește de la oxigen spre telur și că atomii tuturor elementelor din grupa VI^a au 6 electroni pe stratul exterior.

Existența a 6 electroni pe ultimul strat explică caracterul electronegativ, și tendința de ionizare a acestor elemente.

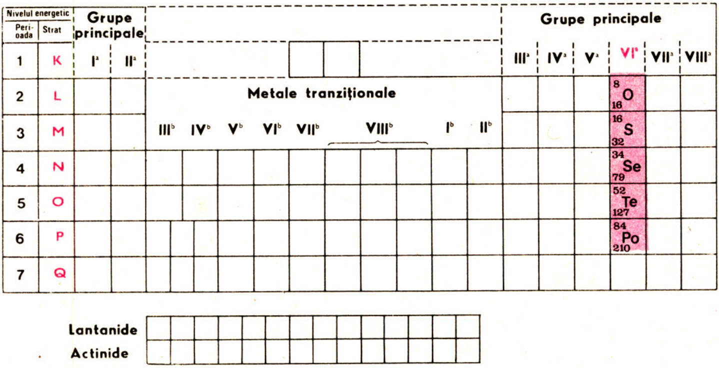


Fig. 6.1. Poziția grupei VI^a în sistemul periodic.

Creșterea razei atomice determină descreșterea caracterului electronegativ de la oxigen la telur. Acesta din urmă, obișnuit, se prezintă ca metal.

Oxigenul este elementul cu cel mai accentuat caracter electronegativ din grupă, dar caracterul său electronegativ este mai mic decât cel al fluorului (element situat în grupa VII[a] și în aceeași perioadă).

Pentru realizarea structurii stabile de octet atomii elementelor grupei VI[a] pot accepta doi electroni, transformându-se astfel în ioni cu două sarcini negative.

De exemplu:

$:\ddot{\underset{\bullet}{O}}\cdot \quad + \quad 2e^- \longrightarrow \; :\ddot{\underset{\bullet\bullet}{O}}:^{2-}$

Atom de oxigen — Ion de oxigen

$:\ddot{\underset{\bullet}{S}}\cdot \quad + \quad 2e^- \longrightarrow \; :\ddot{\underset{\bullet\bullet}{S}}:^{2-}$

Atom de sulf — Ion de sulf

Cu toate că tendința de formare a ionilor negativi scade simțitor de la oxigen la telur, procesul de ionizare se poate generaliza sub forma:

$:\ddot{\underset{\bullet}{E}}\cdot \quad + \quad 2e^- \longrightarrow \; :\ddot{\underset{\bullet\bullet}{E}}:^{2-}$

Atomul elementului — Ionul elementului

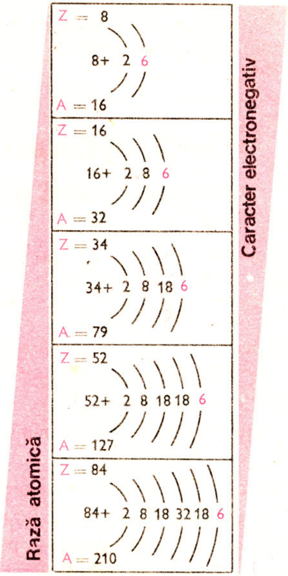
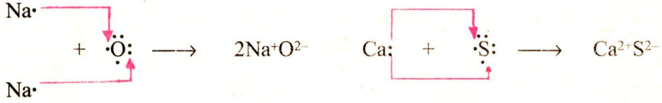


Fig. 6.2.
Structura atomilor elementelor din grupa VI[a].

Din exemplele anterioare se deduce că electrovalența elementelor din grupa VI[a] este –2. Primele elemente din grupa VI[a] având caracter electronegativ pot forma compuși ionici cu elementele cu caracter electropozitiv mai accentuat.

De exemplu:



$2\,Na\cdot \; + \; \cdot\ddot{\underset{\bullet}{O}}: \longrightarrow 2Na^+O^{2-} \qquad Ca: \; + \; \cdot\ddot{\underset{\bullet}{S}}: \longrightarrow Ca^{2+}S^{2-}$

2 Atomi de sodiu	Atom de oxigen	Oxid de sodiu (compus ionic)	Atom de calciu	Atom de sulf	Sulfură de calciu (compus ionic)

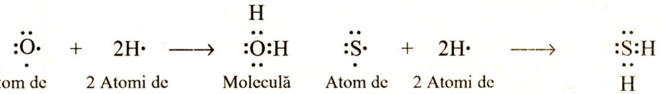
Generalizând se obține:

$$2{:}M^n + n\cdot\ddot{E}: \rightarrow 2\,M^{n+}nE^{2-}$$

> Ce tip de compus va rezulta în urma reacției potasiului cu oxigenul? Dar cu sulful?

Atomii elementelor grupei VI[a] își pot forma structura stabilă a gazului rar cel mai apropiat (următorul din perioadă) și prin legături covalente.

De exemplu:



Atom de oxigen	2 Atomi de hidrogen	Moleculă de apă	Atom de sulf	2 Atomi de hidrogen	Moleculă de hidrogen sulfurat

Generalizând:

Atomul elementului	**2 Atomi de hidrogen**	**Molecula compusului cu hidrogenul**

Compoziția compușilor covalenți de tipul H_2E (H_2O, H_2S etc.) confirmă faptul că elementele din grupa VI[a] sunt dicovalente față de hidrogen și că valența față de acesta este dată de diferența dintre 8 și numărul grupei (8 – 6 = 2).

Cu excepția oxigenului, care este constant divalent, celelalte elemente pot prezenta față de oxigen covalențe superioare (4 și maximum 6). Combinațiile cu oxigenul ale sulfului, seleniului și telurului confirmă tetra- și hexavalența acestor elemente: $S^{IV}O_2^{II}$ dioxid de sulf, $S^{VI}O_3^{II}$ trioxid de sulf, $Se^{IV}O_2^{II}$ dioxid de seleniu etc.

Generalizând cazurile exemplificate mai sus se obțin formulele:

> Scrieți oxizii telurului, utilizând formulele generale date.

$E^{IV}O_2^{II}$ **Dioxidul** și **$E^{VI}O_3^{II}$** **Trioxidul**

Caracterul acid al oxizilor scade de la sulf la telur, dar toți oxizii acestor elemente sunt anhidride acide, deci cu apa dau acizi. De exemplu:

SO_2	+	H_2O	=	H_2SO_3	SO_3	+	H_2O	=	H_2SO_4
Dioxid de sulf		Apă		Acid sulfuros	Trioxid de sulf		Apă		Acid sulfuric

Comparați proprietățile fizice ale elementelor din grupa VI^a, folosind informațiile cuprinse în tabelul 2.1.

În grupă variază și o serie de proprietăți fizice (v. tab 2.1).

Ca și în grupa VII^a, proprietățile primului element din grupa VI^a, oxigenul, diferă mult de proprietățile celorlalte elemente din grupă, datorită razei foarte reduse a atomului și reținerii puternice de către nucleu a electronilor din stratul exterior.

Teme de control

1. Ce valență manifestă oxigenul față de calciu?
Reprezentați prin modele cunoscute formarea oxidului de calciu.
2. Ce tip de legătură prezintă sulfura de sodiu?
Care va fi formula acestei substanțe: $2\ Na^+S^{2-}$ sau $\genfrac{}{}{0pt}{}{Na}{Na}\rangle S$?
3. Care va fi legătura chimică din molecula de hidrogen telurat?

6.2. Sulful (pucioasa) S

6.2.1. Structura atomului de sulf

Sulful are 4 izotopi stabili: $^{A=32}_{Z=16}S$ care se găsește în proporție de 95,1%,
$^{A=33}_{Z=16}S$ care se găsește în proporție de 0,74%,
$^{A=34}_{Z=16}S$ care se găsește în proporție de 4,2%,
$^{A=36}_{Z=16}S$ care se găsește în proporție de 0,016%.

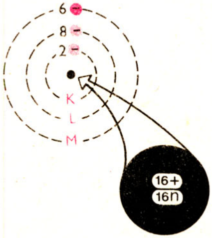


Fig. 6.3. Structura atomului de sulf (Izotopul $^{32}_{16}S$).

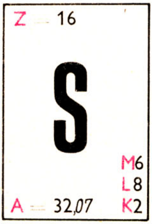


Fig. 6.4. Căsuța sulfului din sistemul periodic.

Deoarece izotopul $^{32}_{16}S$ se găsește în natură în proporție de peste 95%, în continuare se vor face referiri numai la acest izotop care are numărul atomic $Z = 16$ și numărul de masă $A = 32$.

Deci, atomul de sulf cuprinde în nucleu 16 protoni (16 sarcini pozitive) și 16 neutroni, iar în învelișul de electroni 16 electroni (16 sarcini negative) repartizați ca în figurile 6.3. și 6.4.

Sulful este situat în sistemul periodic în grupa VI[a], perioada a 3-a, datorită faptului că atomul său are în curs de completare stratul *M*, iar pe ultimul strat conține 6 electroni.

Molecula de sulf este formată din 8 atomi, având formula S_8*.

6.2.2. Starea naturală a sulfului

Sulful se găsește atât în stare liberă, sub formă de zăcăminte subterane sau la suprafața pământului, cât și sub formă de combinații: în sulfuri (pirită FeS_2, galenă PbS, blendă ZnS) și sulfați (gipsul $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$).

6.2.3. Proprietățile fizice ale sulfului

> Comparați proprietățile fizice ale sulfului cu cele ale oxigenului.

Sulful este o substanță solidă, cristalizată, de culoare galbenă, sfărâmicioasă. Are densitate mai mare decât apa, este insolubil în apă, dar solubil în sulfura de carbon CS_2. Este rău conducător de căldură și electricitate.

6.2.4. Proprietățile chimice ale sulfului

La temperatură obișnuită, sulful reacționează greu. Prin încălzire se combină însă cu hidrogenul, oxigenul, metalele și alte elemente.

Astfel, introducerea hidrogenului într-o atmosferă de vapori de sulf (fig. 6.5.) conduce la formarea hidrogenului sulfurat:

$$\underset{\text{Sulf}}{S} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2} = \underset{\text{Hidrogen sulfurat}}{H_2S}$$

> Ce tip de legătură se stabilește în H_2S?

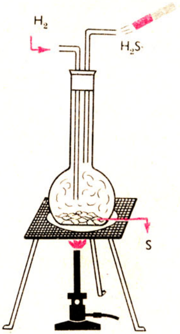


Fig. 6.5. Arderea hidrogenului în vapori de sulf

---

* În scopul simplificării scrierii ecuațiilor reacțiilor chimice la care participă sulful, nu se va folosi formula S_8, ci se va scrie S.

Activitate independentă a elevilor

a) Încălziți sulf într-o lingură de ars a cărei vergea traversează un capac de carton. Observați cu atenție culoarea flăcării și produsul obținut.

Atenție! Nu inspirați gazul rezultat, întrucât este vătămător organismului.

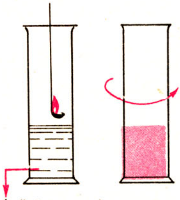


Fig. 6.6. Arderea sulfului și dizolvarea dioxidului de sulf în apă.

b) Introduceți lingura cu sulful aprins într-un cilindru în care se găsește o cantitate redusă de apă și turnesol (fig. 6.6). Astupați cilindrul cu un capac de carton și agitați ușor cilindrul pentru a favoriza dizolvarea gazului rezultat.

Ce observați și cum vă explicați fenomenul?

c) Într-un mojar introduceți o picătură de mercur și floare de sulf. Mojarați și observați aspectul substanței rezultate.

Atenție! Nu vă aplecați deasupra mojarului. Vaporii de mercur sunt toxici.

Explicația fenomenelor. La cald sulful se aprinde, arde cu flacără albastră și formează un gaz incolor, cu miros înțepător, numit dioxid de sulf:

$$\underset{\text{Sulf}}{S} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Dioxid de sulf}}{SO_2}$$

Acesta se dizolvă parțial în apă și rezultă o soluție de acid sulfuros care înroșește turnesolul.

Acidul sulfuros rezultat fiind instabil se descompune, în parte, în dioxid de sulf și apă. Reacția având loc în ambele sensuri, în ecuația chimică se vor folosi săgeți în ambele sensuri. În acest mod se reprezintă o reacție reversibilă.

$$\underset{\text{Dioxid de sulf}}{SO_2} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{Acid sulfuros}}{H_2SO_3}$$

Cărei categorii de oxizi aparține dioxidul de sulf?

Arderea sulfului își găsește aplicație la obținerea dioxidului de sulf și a acidului sulfuric.

Sulful reacționează cu metalele, formând sulfuri. De exemplu:

– cu mercurul formează sulfura de mercur, substanță solidă de culoare neagră

$$\underset{\text{Mercur}}{Hg} + \underset{\text{Sulf}}{S} = \underset{\text{Sulfură de mercur}}{HgS}$$

Ce produs rezultă în urma reacției sulfului cu ferul?

Reacțiile sulfului cu metalele sunt utilizate la obținerea sulfurilor în laborator.

6.2.5. Alte utilizări ale sulfului

Sulful este folosit la vulcanizarea cauciucului, la fabricarea ebonitei și a prafului de pușcă (format din azotat de potasiu KNO_3, sulf S și cărbune C).

Teme de control

1. Reprezentați structurile atomilor izotopilor $^{A=33}_{Z=16}S$; $^{A=34}_{Z=16}S$ și $^{A=36}_{Z=16}S$. Ce asemănări și ce deosebiri constatați? Ce loc ocupă în sistemul periodic al elementelor acești izotopi?

2. Ce experiență propuneți pentru a se demonstra experimental că sulful este rău conducător de electricitate?

3. De ce în experiența b) de la pagina 90 s-a pus în evidență prezența acidului sulfuros cu ajutorul turnesolului și nu a fenolftaleinei?

4. Câte specii de particule se găsesc în soluția de acid sulfuros?

6.3. Clasificarea combinațiilor anorganice ale sulfului

Cele mai importante combinații anorganice ale sulfului sunt cuprinse în schema de mai jos:

Combinațiile anorganice ale sulfului
- **cu hidrogenul** → **H_2S hidrogenul sulfurat (acidul sulfhidric)**
- **cu metalele** → **$M_2^nS_n$ sulfurile**
- **cu oxigenul**
  - **oxizii**
    - **SO_2 dioxidul de sulf**
    - **SO_3 trioxidul de sulf**
  - **oxiacizii**
    - **H_2SO_3 acidul sulfuros**
    - **H_2SO_4 acidul sulfuric**

6.4. Acidul sulfuric (vitriolul) H_2SO_4

6.4.1. Starea naturală a acidului sulfuric

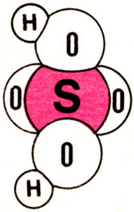


Fig. 6.7. Modelul moleculei de acid sulfuric.

În stare liberă, acidul sulfuric se găsește în cantități foarte mici în glandele unor moluște. Se găsește însă sub formă de sulfați, dintre care menționăm: sulfatul de calciu $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (gipsul) și sulfatul de magneziu $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (sarea amară).

6.4.2. Fabricarea industrială a acidului sulfuric

Cel mai uzual procedeu industrial de obținere a acidului sulfuric este *procedeul prin contact.* **Acesta prezintă trei faze tehnologice:**

a) obținerea dioxidului de sulf,

b) oxidarea catalitică a dioxidului de sulf în trioxid de sulf,

c) absorbția trioxidului de sulf.

a) Pentru obținerea dioxidului de sulf se utilizează prăjirea (oxidarea uscată) sulfurilor naturale, de exemplu a piritei, FeS_2:

$$\underset{\text{Pirită}}{4FeS_2} + \underset{\text{Oxigen}}{11O_2} = \underset{\text{Oxid de fer (III)}}{2Fe_2O_3} + \underset{\text{Dioxid de sulf}}{8SO_2}$$

Prăjirea piritei are loc în cuptoare speciale.

b) Dioxidul de sulf obținut în prima etapă este purificat și apoi supus oxidării catalitice în instalații cunoscute sub numele de *sobe de contact.* Ecuația reacției care are loc în soba de contact este:

$$\underset{\text{Dioxid de sulf}}{2SO_2} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Trioxid de sulf}}{2SO_3}$$

c) În continuare trioxidul de sulf este introdus într-un turn de absorbție. Aici întâlnește în contra-curent ploaia de acid sulfuric concentrat (98%). Astfel se formează acid sulfuric foarte bogat în trioxid de sulf, care se numește acid oleum sau fumans (fumegă în aer). Acesta se dizolvă în acid sulfuric diluat, până la concentrația dorită.

Atenție! Acidul sulfuric, cunoscut și sub numele de vitriol, este o substanță foarte periculoasă. Provoacă arsuri grave, arde îmbrăcămintea și încălțămintea, dă reacții violente cu multe substanțe. Mânuiți cu multă prudență acidul sulfuric.

6.4.3. Proprietățile fizice ale acidului sulfuric

Acidul sulfuric pur este un lichid uleios, incolor, inodor, cu densitate mai mare decât a apei, solubil în apă în orice proporție și foarte avid de apă.

Atenție! Dizolvarea acidului sulfuric în apă se efectuează întotdeauna turnând cantități reduse de acid în apă și agitând continuu soluția. Turnarea apei în acid este complet interzisă!

Teme de control

1. Dați trei exemple de sulfuri, două exemple de sulfiți și două exemple de sulfați.

2. Prin ce se deosebesc moleculele acizilor sulfuros și sulfuric sub aspect calitativ și cantitativ?

3. De ce, pentru obținerea acidului sulfuric, trioxidul de sulf se dizolvă în acid sulfuric concentrat și nu în apă?

4. De ce, pentru diluarea acidului sulfuric, este interzisă turnarea apei în acid?

6.4.4. Proprietățile chimice ale acidului sulfuric

Acidul sulfuric este un oxiacid, deoarece conține oxigen în molecula sa; este un acid dibazic, deoarece conține doi atomi de hidrogen în moleculă. Ca urmare formează două categorii de săruri: neutre și acide. De exemplu:

Na_2SO_4 – sulfat neutru de sodiu și

$NaHSO_4$ – sulfat acid de sodiu.

Ca și ceilalți acizi studiați, prezintă atât proprietățile generale ale acizilor, cât și proprietăți caracteristice.

Activitate independentă a elevilor

Tema 1. Acțiunea acidului sulfuric asupra indicatorilor

Sarcini de lucru. Turnați acid sulfuric în două eprubete diferite. Adăugați într-o eprubetă 2 – 3 picături de soluție de turnesol, iar în cealaltă soluție alcoolică de fenolftaleină (fig. 6.8). Ce observați?

Tema 2. Acțiunea acidului sulfuric asupra metalelor

Sarcini de lucru. Tratați în eprubete diferite granule de zinc cu acid sulfuric diluat și strujitură de cupru cu acid sulfuric concentrat (fig. 6.9, a). Ce observați?

Verificați natura gazelor dezvoltate cu un chibrit aprins și cu o hârtie albastră de turnesol umezită. Confruntați rezultatele obținute experimental cu informațiile cuprinse în figura 6.9, b.

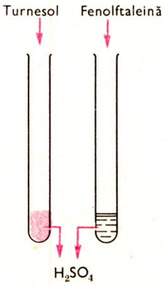


Fig. 6.8. Acțiunea acidului sulfuric asupra indicatorilor.

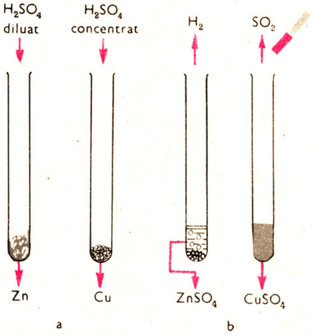


Fig. 6.9. Acțiunea acidului sulfuric asupra metalelor.

Tema 3. Acțiunea acidului sulfuric asupra oxizilor metalici

Sarcini de lucru. Tratați în două eprubete diferite oxid de calciu, CaO solid și oxid de cupru CuO solid cu acid sulfuric diluat (fig. 6.10, a). Ce remarcați?

Confruntați produsele rezultate cu cele indicate în figura 6.10, b.

Tema 4. Acțiunea acidului sulfuric asupra bazelor

Sarcini de lucru. a) Preparați hidroxid de cupru, $Cu(OH)_2$ folosind soluții de sulfat de cupru, $CuSO_4$ și hidroxid de sodiu, NaOH (fig. 6.11, a). Tratați $Cu(OH)_2$ obținut cu H_2SO_4 (fig. 6. 11, b).

Ce procese chimice au avut loc?

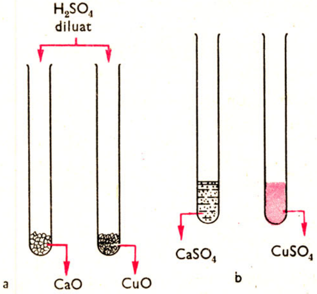


Fig. 6.10. Acțiunea acidului sulfuric asupra oxizilor metalici.

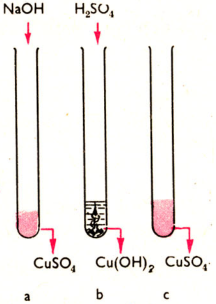


Fig. 6.11. Acțiunea acidului sulfuric asupra bazelor.

b) Într-o eprubetă luați soluție de hidroxid de sodiu, NaOH și adăugați 1 – 2 picături de turnesol (fig. 6.12, a).

Cu o pipetă introduceți cu grijă soluție de acid sulfuric, H_2SO_4, până la modificarea culorii (fig. 6.12, b).

Ce reacție a avut loc?

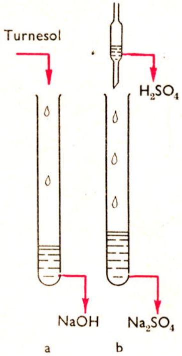


Fig. 6.12. Reacția de neutralizare dintre acidul sulfuric și hidroxidul de sodiu.

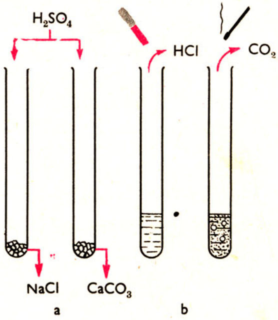


Fig. 6.13. Acțiunea acidului sulfuric asupra sărurilor.

Tema 5. Acțiunea acidului sulfuric asupra sărurilor

Sarcini de lucru. În două eprubete tratați clorură de sodiu, NaCl și respectiv carbonat de calciu, $CaCO_3$ cu acid sulfuric, H_2SO_4 (fig. 6.13, a).

Încercați natura gazului dezvoltat în prima eprubetă cu o hârtie albastră de turnesol umedă, iar a gazului dezvoltat în cea de a doua eprubetă cu un chibrit aprins.

Ce observați?

Comparați rezultatele obținute experimental cu cele indicate în figura 6.13, b.

Tema 6. Proprietățile caracteristice ale acidului sulfuric

Atenție! Primele două experiențe se vor efectua cu acid sulfuric concentrat. Mânuiți cu multă grijă această substanță.

Sarcini de lucru. a) Încălziți într-o capsulă cărbune (mangal) și adăugați cu grijă 2 – 3 picături de acid sulfuric H_2SO_4 concentrat.

Ce observați?

b) Înmuiați o baghetă în acid sulfuric concentrat și apoi atingeți cu ea o hârtie de filtru, bucăți de lemn și de pânză. Ce remarcați?

Atenție! Nu lăsați să se prelingă picături de acid sulfuric de pe baghetă pe masă, pe piele sau pe haine.

c) Peste o soluție foarte diluată de clorură de bariu turnați o singură picătură de acid sulfuric diluat. Ce observați?

Explicația fenomenelor și concluzii. Din experiențele efectuate se deduc ușor proprietățile chimice ale acidului sulfuric.

Tema 1. **Acidul sulfuric, ca toți ceilalți acizi, înroșește turnesolul și nu colorează fenolftaleina.**

Tema 2. **Cu metalele puternic electropozitive acidul sulfuric reacționează formând sulfații respectivi și hidrogen:**

> Ce produși ar rezulta în urma reacției magneziului cu H_2SO_4?

H_2SO_4	+	Zn	=	$ZnSO_4$	+	$H_2\uparrow$
Acid sulfuric		Zinc		Sulfat de zinc		Hidrogen

Generalizând:

$$H_2SO_4 + \text{Metal} = \textit{Sulfat} + H_2\uparrow$$

Metalele cu un caracter electropozitiv scăzut reacționează însă cu acidul sulfuric concentrat în două etape:

H_2SO_4	+	Cu	=	CuO	+	$SO_2\uparrow$	+	H_2O
Acid sulfuric		Cupru		Oxid de cupru		Dioxid de sulf		Apă

H_2SO_4	+	CuO	=	$CuSO_4$	+	H_2O
Acid sulfuric		Oxid de cupru		Sulfat de cupru		Apă

Totalizând cele două ecuații, se obține:

$$2H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

Acid sulfuric | Cupru | Sulfat de cupru | Dioxid de sulf | Apă

Deci în final se formează sulfatul metalului respectiv, dioxid de sulf și apă.

Tema 3. **Acidul sulfuric reacționează cu oxizii metalici și formează sulfații respectivi și apă:**

$$H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$$

Acid sulfuric | Oxid de calciu | Sulfat de calciu | Apă

$$H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O$$

Acid sulfuric | Oxid de cupru (negru) | Sulfat de cupru (albastru) | Apă

Scrieți ecuația reacției dintre ZnO și H_2SO_4.

Generalizând:

H_2SO_4 **+ Oxid metalic =** *Sulfat* **+** H_2O

Tema 4. **Acidul sulfuric reacționează cu bazele formând săruri (sulfați) și apă:**

$$H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = CuSO_4 + 2H_2O$$

Acid sulfuric | Hidroxid de cupru | Sulfat de cupru | Apă

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

Acid sulfuric | Hidroxid de sodiu | Sulfat de sodiu | Apă

Generalizând:

H_2SO_4 **+ Bază =** *Sulfat* **+** H_2O

Proprietățile acidului sulfuric de a reacționa cu metalele, oxizii metalici și bazele sunt folosite în scopul obținerii sulfaților.

Tema 5. **Acidul sulfuric reacționează cu sărurile formând noi săruri (sulfați) și eliberând acizii mai volatili.**

$$H_2SO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

Acid sulfuric | Clorură de sodiu | Sulfat de sodiu | Acid clorhidric

$$H_2SO_4 + CaCO_3 = CaSO_4 + H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

Acid sulfuric + Carbonat de calciu = Sulfat de calciu + Acid carbonic → Dioxid de carbon + Apă

Carbonatul de calciu tratat cu acid sulfuric face efervescență, datorită descompunerii acidului carbonic, H_2CO_3, care este instabil.

Ce sare trebuie tratată cu H_2SO_4 pentru a obține HNO_3?

Generalizând:

H_2SO_4 + Sare = ***Sulfat*** **+ Un nou acid**

Reacțiile acidului sulfuric cu sărurile își găsesc aplicații la obținerea acizilor: HCl, HNO_3, H_3PO_4.

Tema 6. **Acidul sulfuric prezintă o serie de proprietăți specifice.**

Dintre acestea s-au dovedit experimental capacitatea de a oxida unele elemente *(caracter oxidant)* **și aviditatea față de apă.**

Astfel, acidul sulfuric concentrat oxidează carbonul la cald, până în faza de dioxid de carbon.

$$2H_2SO_4 + C = CO_2\uparrow + 2SO_2\uparrow + 2H_2O$$

Acid sulfuric + Carbon = Dioxid de carbon + Dioxid de sulf + Apă

De asemenea, acidul sulfuric concentrat extrage din compoziția diferitelor substanțe hidrogenul și oxigenul, sub formă de apă. Hârtia, lemnul, pânza, care cuprind în compoziția lor carbon, hidrogen și oxigen, sub influența acidului sulfuric concentrat, se carbonizează.

Datorită avidității mari față de apă, acidul sulfuric se folosește la uscarea gazelor.

Acidul sulfuric și sulfații solubili (deci în general ionul sulfat SO_4^{2-}) sunt identificați cu ajutorul clorurii de bariu (reactiv caracteristic), deoarece formează sulfatul de bariu, care este un precipitat alb, insolubil în acid clorhidric.

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Acid sulfuric + Clorură de bariu = Sulfat de bariu + Acid clorhidric

6.4.5. Importanța acidului sulfuric

Acidul sulfuric este cel mai important acid. Puține sunt domeniile care nu reclamă necesitatea utilizării acidului sulfuric. Industria explozibililor, petrolului, medicamentelor, coloranților sunt doar câteva exemple în care acidul sulfuric este mereu prezent. Costul redus, alături de proprietățile sale deosebite, fac ca acidul sulfuric să fie supranumit, pe drept cuvânt, „sângele industriei“.

Exerciții și probleme recapitulative

1) Ce consecințe decurg din existența a 6 electroni pe ultimul strat din învelișul electronic al unui atom?

2) De ce seleniul, Se și telurul, Te sunt situate în grupa VI[a], iar bromul, Br și iodul, I în grupa VII[a]?

3) De ce sulful, element cu $Z=16$, este situat în perioada a 3-a, iar seleniul, element cu $Z=34$, din aceeași grupă cu sulful, este situat în perioada a 4-a?

4) Dați câte trei exemple de substanțe compuse, în care sulful este divalent, tetravalent și hexavalent.

5) Comparați compoziția și caracterul chimic ale dioxidului de sulf și ale trioxidului de sulf.

6) Cantitatea de dioxid de sulf, exprimată în kmoli și în kg, rezultată în urma prăjirii a 120 tone de pirită, FeS_2 este:
a) $2 \cdot 10^2$ kmoli = 12 800 kg SO_2; b) $2 \cdot 10^3$ moli = $128 \cdot 10^3$ g SO_2;
c) 2 000 kmoli = 64 000 kg; d) $2 \cdot 10^3$ kmoli = $128 \cdot 10^3$ kg.

7) Câte grame de hidrogen se vor dezvolta în urma reacției dintre zinc și acid sulfuric, dacă se consumă 10 g soluție de acid sulfuric cu concentrația 20% ? a) 0,02 g H_2; b) 0,04 g H_2; c) 0,4 g H_2; d) $2 \cdot 10^{-2}$ g H_2.

8) Masa soluției de hidroxid de sodiu cu concentrația 15% care poate fi neutralizată de 9,8 g acid sulfuric este: a) 5,33 g sol. NaOH; b) 8 g sol. NaOH; c) 53,33 g sol. NaOH; d) 80 g sol. NaOH.

9) Comparați proprietățile chimice ale acidului clorhidric cu cele ale acidului sulfuric.

10) Se dă schema de mai jos:

$$SO_3 + a \longrightarrow H_2SO_4$$

$$H_2SO_4 + Mg = b + H_2$$
$$H_2SO_4 + MgO = b + a$$
$$H_2SO_4 + Fe(OH)_3 = c + a$$
$$H_2SO_4 + BaCl_2 = d + e$$
$$H_2SO_4 + f = b + CO_2 + a$$

și se cer următoarele:

– să se determine ce substanțe corespund literelor *a, b, c, d, e* și *f*,

– să se scrie ecuațiile reacțiilor cuprinse în schemă,

– să se specifice care sunt proprietățile chimice ale acidului sulfuric cuprinse în schemă,

– să se explice aplicațiile practice ale acestor proprietăți.

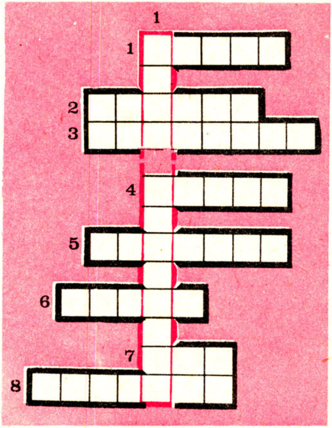


Fig. 6.14. Rebus chimic

11) Completați șirurile orizontale din figura 6.14, după indicațiile de mai jos:

1. Gaz rar cu care se încheie perioada a 3-a.
2. Element care, reacționând cu hidrogenul, formează apa.
3. Primul element din sistemul periodic.
4. Metal alcalin situat în perioada a 3-a.
5. Element din grupa VI[a] cu caracter electronegativ mai slab decât al sulfului și cu caracter electropozitiv mai slab decât al telurului.
6. Element cu luciu metalic, situat în grupa VI[a].
7. Element care are numărul atomic mai mare cu o unitate decât telurul.
8. Element situat în aceeași perioadă cu sulful, dar care are numărul atomic cu două unități mai mic decât acesta.

Stabiliți denumirea cărui acid important rezultă în coloana verticală.

7 Noțiuni despre grupa a V-a principală a sistemului periodic al elementelor

7.1. Caractere generale

Grupa V^a din sistemul periodic se numește și grupa azotului, după denumirea primului element.

În această grupă sunt situate următoarele elemente: azot (nitrogen) N, fosfor P, arsen As, antimoniu (stibiu) Sb și bismut Bi.

Numărul atomic *Z* și numărul de masă *A*, rotunjit al fiecărui element, sunt indicate în figura 7.1, iar structura atomilor corespunzători în figura 7.2.

Din aceste reprezentări rezultă faptul că raza atomică crește de la azot la bismut și că atomii tuturor elementelor din grupa V^a au pe stratul exterior 5 electroni.

Ca urmare a creșterii razei atomice, caracterul electronegativ al elementelor scade de la azot la bismut. În același timp existența a 5 electroni pe

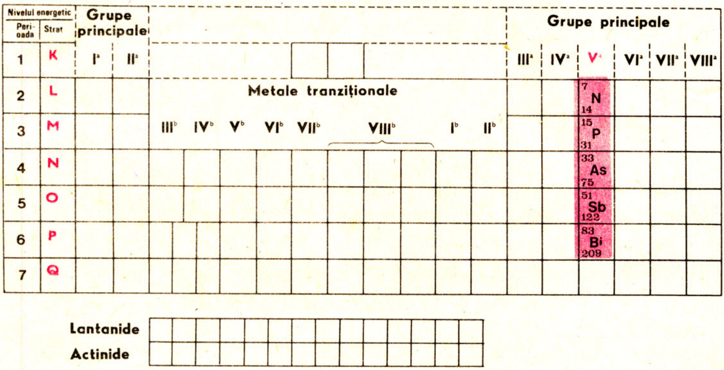


Fig. 7.1. Poziția grupei V^a în sistemul periodic

ultimul strat explică tendința redusă de ionizare a acestor elemente și caracterul electronegativ mai slab decât al elementelor din grupa VI[a]. Astfel, elementele grupei V[a] formează foarte puțini compuși ionici, iar ionii N^{3-} și As^{3-} nu există decât în stare solidă.

Pentru completarea stratului electronic exterior, atomii elementelor grupei V[a] tind să formeze legături covalente.

De exemplu:

$\cdot\ddot{N}\cdot$ (cu un electron dedesubt)	+ $3H\cdot$	$\longrightarrow$	$H:\ddot{N}:H$ (cu $\ddot{H}$ dedesubt)
Atom de azot	3 Atomi de hidrogen		Moleculă de amoniac
$\cdot\ddot{P}\cdot$ (cu un electron dedesubt)	+ $3H\cdot$	$\longrightarrow$	$H:\ddot{P}:H$ (cu $\ddot{H}$ dedesubt)
Atom de fosfor	3 Atomi de hidrogen		Moleculă de hidrogen fosforat

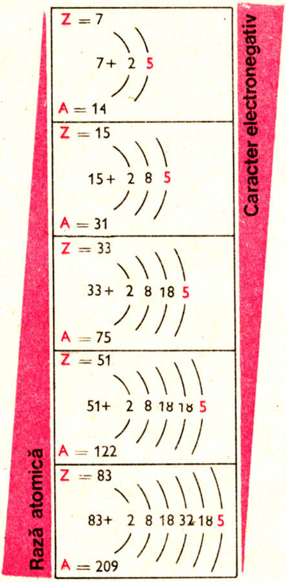


Fig. 7.2. Structura atomilor elementelor din grupa V[a].

> Reprezentați în mod similar formarea moleculei AsH_3.

Generalizând:

$\cdot\ddot{E}\cdot$ (cu un electron dedesubt)	+ $3H\cdot$	$\longrightarrow$	$H:\ddot{E}:H$ (cu $\ddot{H}$ dedesubt)
Atomul elementului	3 Atomi de hidrogen		Molecula compusului cu hidrogenul

Combinațiile cu hidrogenul ale elementelor grupei VII[a] au un puternic caracter acid, – cele ale elementelor grupei VI[a] au un caracter acid mai slab (de ex. soluția de H_2S), iar cele ale elementelor grupei V[a] nu mai au caracter acid. De exemplu, amoniacul, NH_3 este o bază slabă.

Cu oxigenul, elementele grupei V[a] formează tri- și pentaoxizi. De exemplu:

N_2O_3	N_2O_5
Trioxid de azot sau oxid de azot (III)	Pentaoxid de azot sau oxid de azot (V)

P_2O_3	P_2O_5
Trioxid de fosfor sau oxid de fosfor (III)	Pentaoxid de fosfor sau oxid de fosfor (V)

Generalizând cazurile exemplificate mai sus se obține

$$\mathbf{E_2O_3} \qquad \mathbf{E_2O_5}$$

Caracterul chimic al oxizilor variază în funcție de caracterul electronegativ al elementelor. Astfel, oxizii azotului (N_2O_3, N_2O_5) și fosforului (P_2O_3 și P_2O_5) sunt oxizi acizi (anhidride). În schimb Bi_2O_3 este un oxid bazic.

N_2O_3	+	H_2O	=	$2HNO_2$	N_2O_5	+	H_2O	=	$2HNO_3$
Trioxid de azot		Apă		Acid azotos	Pentaoxid de azot		Apă		Acid azotic

P_2O_3	+	$3H_2O$	=	$2H_3PO_3$	P_2O_5	+	$3H_2O$	=	$2H_3PO_4$
Trioxid de fosfor		Apă		Acid fosforos	Pentaoxid de fosfor		Apă		Acid fosforic

Tăria acizilor scade de la acidul azotic, HNO_3 la acidul antimonic. În grupa V^a, ca și în celelalte grupe principale studiate (VII și VI), variază o serie de proprietăți fizice (v. tab. 2.1).

> Comparați proprietățile fizice ale elementelor din grupa V^a, folosind informațiile din tabelul 2.1

Primul și ultimul element se diferențiază de elementele intermediare și prin alte proprietăți. Astfel, moleculele de azot și bismut sunt diatomice: N_2, Bi_2, iar ale celorlalte elemente tetraatomice: P_4, As_4, Sb_4.

Cu excepția azotului, toate celelalte elemente situate în grupa V^a pot exista în două sau mai multe modificații cu proprietăți fizice și uneori chimice diferite.

Proprietatea unor elemente de a se prezenta în mai multe forme, structuri moleculare sau cristaline diferite se numește *alotropie.* Formele sau modificațiile diferite sub care se prezintă un element se numesc *stări alotropice.*

Astfel, fosforul poate apărea sub 4 forme alotropice

fosfor alb
fosfor roșu
fosfor violet
fosfor negru

fosfor roșu, fosfor violet → forme intermediare
fosfor alb, fosfor negru → forme extreme

Arsenul, stibiul și bismutul care, de asemenea, prezintă diferite modificații alotropice, au drept formă obișnuită pe cea metalică.

Rezultă deci că în grupa V^a caracterul nemetalic scade de sus în jos, iar caracterul metalic crește în același sens.

Care elemente cunoscute din grupele VII^a și VI^a nu pot atinge valența egală cu numărul grupei?

Azotul este un nemetal, bismutul un metal, iar celelalte elemente prezintă stări în care apar ambele caractere.

Toate elementele din grupă, cu excepția azotului, formează compuși în care valența maximă este 5.

Teme de control

1. Reprezentați structurile atomilor izotopilor $^{A=14}_{Z=7}N$ și $^{A=15}_{Z=7}N$.

2. Cum se explică că în soluție amoniacul are caracter bazic, iar acidul fluorhidric are caracter acid?

3. Ce formule moleculare propuneți pentru trioxidul de arsen și pentru pentaoxidul de stibiu?

4. Care este proprietatea chimică comună trioxidului de azot, pentaoxidului de azot, trioxidului de fosfor și pentaoxidului de fosfor?

7.2. Azotul (nitrogenul) N

7.2.1. Structura atomului de azot

Azotul natural se găsește sub forma unui amestec de doi izotopi:

$^{A=14}_{Z=7}N$ în proporție de 99,6% și

$^{A=15}_{Z=7}N$ în proporție de 0,4 %.

Nucleul atomului izotopului de azot cu numărul de masă $A = 14$ cuprinde 7 protoni (7 sarcini pozitive) și 7 neutroni, iar învelișul electronic, 7 electroni (7 sarcini negative) (fig. 7.3). Cei 7 electroni sunt repartizați pe primele două straturi în modul următor: stratul *K*, 2 electroni, stratul L, 5 electroni (fig. 7.3 și 7.4).

Având în curs de completare stratul al doilea (*L*), iar pe ultimul strat având 5 electroni, azotul va fi situat în sistemul periodic în perioada a 2-a, grupa V^a.

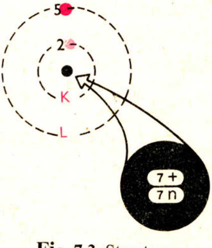


Fig. 7.3. Structura atomului de azot (Izotopul $^{14}_{7}N$).

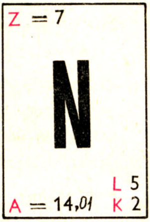


Fig. 7.4. Căsuța azotului din sistemul periodic.

7.2.2 Starea naturală a azotului

Azotul se găsește răspândit în natură atât în stare liberă în aerul atmosferic (78% din volumul aerului), cât și sub formă combinată în substanțe neorganice (amoniac, azotați etc.) și organice (proteine din plante și animale). De altfel, azotul este componenta nelipsită a materiei vii.

7.2.3. Proprietățile fizice ale azotului

Cum se poate culege azotul ?

Azotul este un gaz fără culoare și fără gust, fără miros și foarte puțin solubil în apă. Are densitatea mai mică decât aerul.

7.2.4. Proprietățile chimice ale azotului

Întrucât proprietățile chimice ale unui element sunt determinate de structura învelișului electronic al atomului, azotul este instabil în stare atomică; în consecință doi atomi de azot se unesc printr-o triplă covalență, formând molecula de azot, particulă foarte stabilă (fig. 7.5.).

Crearea structurii stabile de octet în jurul fiecărui atom de azot explică marea stabilitate și nereactivitatea moleculei de azot în condiții normale de temperatură și presiune. În condiții speciale, azotul reacționează însă cu hidrogenul, formând amoniacul, NH_3, și cu oxigenul, formând oxidul de azot, NO.

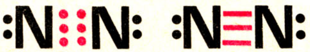


Fig. 5.5 Formula moleculară a azotului

Reactivitatea redusă a azotului a permis utilizarea lui la umplerea becurilor și la crearea unei atmosfere inerte.

$$\underset{\text{Azot}}{N} + \underset{\text{Hidrogen}}{3H_2} \underset{}{\overset{500^\circ C,\ 300\text{–}1000\ atm}{\rightleftarrows}} \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3}$$

Reacția își găsește aplicație la sinteza amoniacului.

Ce tip de legătură există în molecula de amoniac?

$$\underset{\text{Azot}}{N_2} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} \overset{3\,000^\circ\text{–}5\,000^\circ C}{\rightleftarrows} \underset{\text{Oxid de azot}}{2NO}$$

7.3. Clasificarea combinațiilor anorganice ale azotului

Cele mai importante combinații anorganice ale azotului sunt cuprinse în clasificarea de mai jos:

Combinații anorganice ale azotului
- **cu hidrogenul** → **NH_3 amoniacul**
- **cu oxigenul**
  - **oxizii**
    - **NO monoxidul de azot**
    - **N_2O_3 trioxidul de azot**
    - **NO_2 dioxidul de azot**
    - **N_2O_5 pentaoxidul de azot**
  - **oxiacizii**
    - **HNO_2 acidul azotos**
    - **HNO_3 acidul azotic**

În combinațiile sale azotul are valență variabilă, așa cum rezultă din compușii prezentați mai sus.

Dintre combinațiile anorganice ale azotului se vor studia în continuare amoniacul și acidul azotic.

Teme de control

1. Reprezentanți grafic structurile atomilor izotopilor $^{A=15}_{Z=7}N$ și $^{A=14}_{Z=7}N$. Stabiliți deosebirile și asemănările dintre cele două specii de atomi.

2. Ce proprietăți ale azotului puteți deduce din configurația electronică a atomului de azot?

3. Prin ce se deosebește tipul de legătură existent în molecula de clor, Cl_2 și de azot, N_2?

4. Ce combinații binare poate forma azotul prin unirea directă a elementelor? Specificați condițiile în care au loc sintezele.

5. Prin analogie cu formulele compușilor azotului cu hidrogenul și oxigenul, scrieți formulele compușilor arsenului cu aceleași elemente.

7.4. Amoniacul NH_3

7.4.1. Structura moleculară a amoniacului

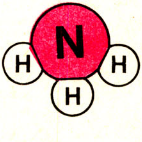


Fig. 7.6. Modelul moleculei de amoniac

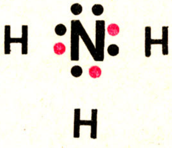


Fig. 7.7. Formula electronică a amoniacului

Amoniacul este o combinație binară a azotului cu hidrogenul. Molecula de amoniac, NH_3 prezintă legături covalente polare. Datorită perechii de electroni neparticipanți, la atomul de azot se poate alipi ionul de hidrogen H^+, formându-se ionul amoniu NH_4^+.

7.4.2. Starea naturală a amoniacului

Amoniacul se găsește în natură în cantități foarte reduse fie sub formă liberă, în preajma substanțelor intrate în descompunere, fie în sol, sub forma sărurilor de amoniu.

7.4.3. Prepararea amoniacului

7.4.3.1. Procedeul industrial

La noi în țară cea mai mare cantitate de amoniac se obține prin sinteză, adică unirea directă a elementelor:

$$\underset{\text{Azot}}{N_2} + \underset{\text{Hidrogen}}{3H_2} \rightleftarrows \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3}$$

Reacția este reversibilă, are loc la temperatura de 500—525°C și la presiuni care depășesc 325 atm, în prezența catalizatorului oxid de fer, cu adaos de alte substanțe active.

În sinteza amoniacului se disting două faze tehnologice mai importante, și anume:

a. obținerea gazului de sinteză,

b. sinteza propriu-zisă a amoniacului.

a. Gazul de sinteză trebuie să cuprindă hidrogen și azot. *Hidrogenul* se obține prin unul din următoarele procedee:

– electroliza apei: $2H_2O \xrightarrow{\text{electroliză}} \underline{2H_2} + O_2$

– oxidarea incompletă a metanului cu oxigen molecular:

$$\underset{\text{Metan}}{2CH_4} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Monoxid de carbon}}{2CO} + \underset{\text{Hidrogen}}{\underline{4H_2}}$$

– oxidarea metanului cu vapori de apă:

$$\underset{\text{Metan}}{CH_4} + \underset{\text{Apă vapori}}{H_2O_{(v)}} = \underset{\text{Monoxid de carbon}}{CO} + \underset{\text{Hidrogen}}{\underline{3H_2}}$$

Azotul se obține din aerul atmosferic:

– prin distilarea fracționată a aerului lichid, întrucât temperatura de fierbere a azotului este –195,8°C, iar aceea a oxigenului –182,9°C;

– prin oxidarea gazului metan cu oxigenul din aer, azotul existent rămânând necombinat:

$$\underset{\text{Metan}}{CH_4} + \underset{\text{Aer}}{2[O_2+4N_2]} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} + \underset{\text{Apă}}{2H_2O} + \underset{\text{Azot}}{8N_2}$$

În țara noastră, la Făgăraș, Victoria, Târgu-Mureș, Craiova și Turnu Măgurele, gazul de sinteză se obține în reactoare speciale, prin oxidarea metanului cu abur.

b. Sinteza propriu-zisă a amoniacului are loc în cea de a doua fază tehnologică, când gazul de sinteză, format din trei volume de hidrogen la un volum de azot, se purifică și apoi se comprimă până la 325–450 atmosfere. Gazul comprimat se introduce apoi într-o coloană de sinteză, unde în prezența catalizatorului și a temperaturii ridicate, azotul reacționează cu hidrogenul și formează amoniacul gazos:

$$\underset{\text{Azot}}{N_2} + \underset{\text{Hidrogen}}{3H_2} = \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3}$$

În final, amoniacul gazos se lichefiază prin răcire, iar gazele (N_2 și H_2) nereacționate se recirculă, introducându-se din nou în procesul tehnologic.

7.4.3.2. Obținerea amoniacului în laborator

În laborator amoniacul se obține din clorură de amoniu (țipirig) NH_4Cl și baze puternice NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$.

Activitate independentă a elevilor

Într-un mojar introduceți cantități reduse de clorură de amoniu, NH_4Cl (solid) și hidroxid de calciu $Ca(OH)_2$ (solid) (fig. 7.8).

Atenție! În timpul lucrului nu stați aplecați deasupra mojarului. Amoniacul dezvoltat are un miros puternic înțepător și înecăcios. Nu-l inspirați în cantitate mare.

Mojarați cu grijă și, în momentul în care simțiți un miros înțepător, aduceți deasupra mojarului o hârtie roșie de turnesol, umezită. Ce observați?

Fig. 7.8. Obținerea amoniacului în laborator.

Explicația fenomenelor. Clorura de amoniu, în reacție cu hidroxidul de calciu, degajă amoniac conform ecuației chimice de mai jos:

$$\underset{\text{Clorură de amoniu}}{2NH_4Cl} + \underset{\text{Hidroxid de calciu}}{Ca(OH)_2} = \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3\uparrow} + \underset{\text{Clorură de calciu}}{CaCl_2} + \underset{\text{Apă}}{2H_2O}$$

Amoniacul, în prezența apei de pe hârtia de turnesol, formează hidroxidul de amoniu, care, fiind o bază, albăstrește turnesolul.

$$\underset{\text{Amoniac}}{NH_3} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} = \underset{\text{Hidroxid de amoniu}}{NH_4OH}$$

7.4.4. Proprietățile fizice ale amoniacului

> Deoarece dizolvă grăsimile, se folosește la scoaterea petelor de pe haine.

Din experiența precedentă se poate constata că amoniacul este un gaz incolor, cu miros înțepător și înecăcios. Are densitatea mai mică de aproximativ două ori, față de aer; are proprietatea de a fi bun dizolvant și este foarte solubil în apă.

Teme de control

1. Comparați structura și tipul de legătură a moleculelor de amoniac, NH_3 cu cele ale hidrogenului sulfurat, H_2S și ale acidului clorhidric, HCl.

2. Cum s-ar putea obține teoretic amoniac, NH_3 având la dispoziție hidroxid de potasiu solid, soluție concentrată de amoniac și soluție concentrată de acid clorhidric, știind că sunteți obligați să utilizați toate substanțele date?

3. Cum se explică caracterul slab bazic al soluției de amoniac în comparație cu caracterul slab acid al soluției de hidrogen sulfurat?

7.4.5. Proprietățile chimice ale amoniacului

Din lecțiile anterioare s-a constatat că amoniacul are caracter bazic atât în stare gazoasă, cât și sub formă de soluție NH_4OH (vezi reacția $NH_3 + H_2O$).

Ca orice bază, amoniacul reacționează cu acizii.

Activitate independentă a elevilor

Înmuiați în sticluțele cu soluție de acid clorhidric și amoniac, câte o baghetă de sticlă. Scoateți apoi cele două baghete și apropiați-le, fără să le atingeți, ca în figura 7.9.

Ce se observă?

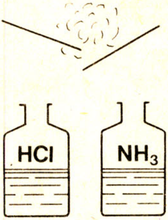


Fig. 7.9. Obținerea clorurii de amoniu

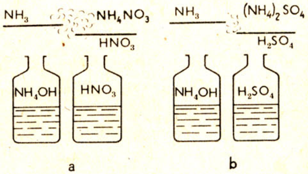


Fig. 7.10. Reacții chimice ale amoniacului cu acizii

Explicația fenomenelor și concluzii. Amoniacul gazos (NH_3) și soluția de amoniac (hidroxidul de amoniu, NH_4OH) reacționează cu acizii, formând sărurile de amoniu. Astfel, amoniacul gazos umed reacționând cu acidul clorhidric a format clorura de amoniu, substanță solidă, albă (fum alb).

NH_3	+	HCl	=	NH_4Cl
Amoniac		Acid clorhidric		Clorură de amoniu

Ionul de amoniu NH_4^+ se comportă ca un ion metalic monovalent, dar nu a putut fi izolat în stare neutră.

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au loc între NH_3 și acizii: HNO_3 și H_2SO_4.

Reacțiile amoniacului cu acizii își găsesc aplicații în fabricarea sărurilor de amoniu și a îngrășămintelor chimice.

Prin încălzire la 300—500°C, în prezența catalizatorului de platină, amoniacul se oxidează, formând monoxid de azot și apă.

$4NH_3$	+	$5O_2$	=	$4NO$	+	$6H_2O$
Amoniac		Oxigen		Monoxid de azot		Apă

Reacția are o deosebită importanță pentru obținerea acidului azotic.

7.5. Sărurile de amoniu

Sărurile de amoniu sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră ionul amoniu, NH_4^+ alături de radicalul unui acid. De exemplu:

NH_4Cl – clorură de amoniu (țipirig)
$(NH_4)_2SO_4$ – sulfat de amoniu
NH_4NO_3 – azotat de amoniu
$(NH_4)_2CO_3$ – carbonat de amoniu

Azotatul, sulfatul și clorura de amoniu se utilizează ca îngrășăminte chimice.

7.5.1. Metodele de obținere a sărurilor de amoniu

Așa cum s-a demonstrat experimental, sărurile de amoniu pot rezulta în urma reacțiilor amoniacului, NH_3, sau a hidroxidului de amoniu, NH_4OH, cu diferiți acizi (v. paragraful 7.4.5.).

7.5.2. Proprietățile fizice ale sărurilor de amoniu

Sărurile de amoniu sunt solide, cristalizate, incolore și solubile în apă.

7.5.3. Proprietățile chimice ale sărurilor de amoniu

Prin încălzire, sărurile de amoniu se descompun.

Activitate independentă a elevilor

Sarcini de lucru. Într-o eprubetă fixată într-un stativ (fix. 7.11, a) încălziți carbonat de amoniu solid, $(NH_4)_2CO_3$ și urmăriți de la distanță fenomenele care au loc. Ce miros simțiți?

Urmăriți în continuare experiența demonstrativă efectuată de profesor.

Demonstrație experimentală

Un tub de sticlă, în interiorul căruia se găsește un „dop“ de clorură de amoniu, se montează ca în figura 7.12, a. Se încălzește clorura de amoniu din tub și se încearcă cu hârtie de turnesol umezită, natura gazelor evacuate prin capetele tubului.
Ce se observă? Confruntați rezultatele obținute cu informațiile cuprinse în figura 7. 12, b.

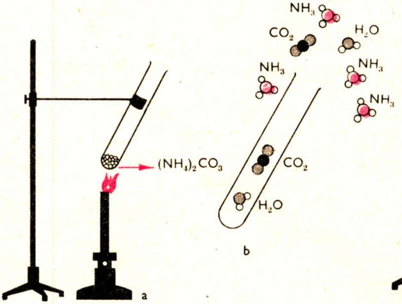


Fig. 7.11. Descompunerea termică a carbonatului de amoniu.

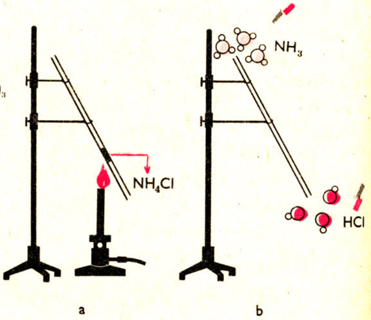


Fig. 7.12. Instalație pentru demonstrarea descompunerii termice a clorurii de amoniu.

Explicația fenomenelor și concluzii. Carbonatul de amoniu, prin încălzire, se descompune numai în produși gazoși. De aceea, după încălzire, în eprubetă nu mai rămâne substanță solidă (fig. 7.11, b). Ecuația reacției care a avut loc este:

$$\underset{\text{Carbonat de amoniu}}{(NH_4)_2CO_3} \xrightarrow{t°C} \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3\uparrow} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{Apă}}{H_2O_{(v)}\uparrow}$$

Clorura de amoniu, ca și alte săruri de amoniu, se descompune prin încălzire. Astfel:

$$\underset{\text{Clorură de amoniu}}{NH_4Cl} \xrightarrow{t°C} \underset{\text{Amoniac}}{NH_{3(g)}\uparrow} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{HCl_{(g)}\uparrow}$$

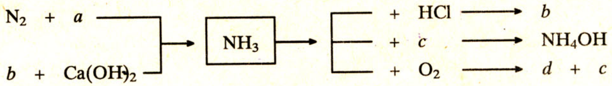
Carbonatul de amoniu, cunoscut și sub numele de praf de copt, este folosit în patiserie deoarece, prin încălzire, degajă numai produse gazoase care lasă mediul părăsit poros.

Amoniacul, având densitate mai mică decât aerul, se va dezvolta pe la partea superioară a tubului și va albăstri hârtia de turnesol. Acidul clorhidric, având densitatea mai mare decât aerul, se va elimina pe la partea inferioară a tubului și va înroși hârtia de turnesol (fig. 7.12, b).

Descompunerea clorurii de amoniu (țipirigul) și-a găsit aplicații la lipirea cu cositor și cositoritul vaselor de aramă. Acidul clorhidric rezultat reacționează cu oxizii de pe suprafața metalului, iar pe suprafața curată se aplică stratul de cositor.

Probleme recapitulative

Metodele de obținere și cele mai importante proprietăți chimice ale amoniacului sunt cuprinse în schema de mai jos:



Folosind această schemă, răspundeți la următoarele întrebări:

1) Din ce substanțe chimice se poate obține amoniacul?

2) Ce substanțe chimice corespund literelor *a*, *b*, *c* și *d*?

3) Care sunt ecuațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă?

4) Ce metodă propuneți pentru a obține clorură de amoniu, pornind de la azot molecular?

5) Cum se poate obține, teoretic, monoxid de azot, NO, pornind de la clorură de amoniu?

6) Ce tip de legătură prezintă moleculele de azot, acid clorhidric și amoniac?

7) Care reacții cuprinse în schemă corespund unei metode de obținere a sărurilor de amoniu?

8) Masa amoniacului rezultat la tratarea a 10,70 g clorură de amoniu cu hidroxid de calciu, este: a) 3,4 g NH_3; b) 1,7 g NH_3; c) 0,34 g NH_3; d) 5,3 g NH_3.

9) Se dă suita de reacții: $a + H_2 \longrightarrow b$

$b + HCl \longrightarrow c$

Cunoscând că *a* corespunde substanței simple a elementului cu *Z = 7*, stabiliți ce substanțe corespund literelor *a*, *b*, și *c*.

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice și determinați masa substanței *c* care rezultă din 6 moli *a*: a) 6,42 g; b) 462 g; c) 642 g; d) 642 kg.

10) Completați careurile libere cu formulele substanțelor chimice corespunzătoare schemei din figura 7.13.

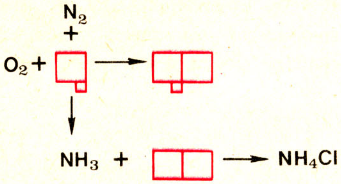


Fig. 7.13. Rebus chimic

7.6. Acidul azotic HNO_3

7.6.1. Starea naturală a acidului azotic

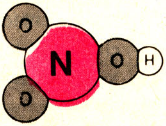


Fig. 7.14. Modelul moleculei de acid azotic

Sub formă liberă, acidul azotic se găsește în cantități foarte mici în atmosferă și în apa de ploaie.

Se găsește însă în cantități mai mari în sol sub formă de săruri (azotați). Cei mai importanți azotați răspândiți în natură sunt: azotatul de sodiu, $NaNO_3$ (salpetru de Chile) și azotatul de potasiu, KNO_3 (salpetru de India).

7.6.2. Prepararea acidului azotic

7.6.2.1. Procedeul industrial

În industrie, acidul azotic se obține prin *oxidarea catalitică a amoniacului.* **În acest procedeu se disting două etape mai importante, și anume:**

a. oxidarea amoniacului în prezența catalizatorului de platină-rodiu,

b. absorbția oxizilor de azot și transformarea lor în acid azotic.

a. Oxidarea amoniacului se realizează într-o sobă de ardere. Pe la baza acesteia se introduc amoniac și aer care, trecând peste catalizatorul puternic încălzit, reacționează și formează ca produs principal monoxid de azot:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO\uparrow + 6H_2O$$

Amoniac — Oxigen — Monoxid de azot — Apă

b. Monoxidul de azot se răcește repede într-un sistem de răcire, întrucât la temperaturi superioare se descompune. Apoi se introduce în turnul de oxidare, unde se transformă în dioxid de azot.

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

$2NO$	O_2	$2NO_2$
Monoxid de azot	Oxigen	Dioxid de azot

Dioxidul de azot rezultat în final se intoduce în turnul de absorbție unde întâlnește, în contracurent, o soluție diluată de acid azotic.

În turn au loc reacții complexe care, schematic, pot fi rezumate astfel:

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$$

$4NO_2$	O_2	$2H_2O$	$4HNO_3$
Dioxid de azot	Oxi-gen	Apă	Acid azotic

Procedeul descris mai sus este folosit și la noi în țară la Făgăraș, Roznov, Tg. Mureș, Craiova și Victoria.

7.6.2.2. Obținerea acidului azotic în laborator

> Ce alți acizi se pot obține prin aceeași metodă generală?

În laborator se folosește metoda generală de obținere a unui acid: tratarea unei sări (azotat) cu un acid puternic.

Demonstrație experimentală

Într-o retortă se încălzește, *la flacără mică*, un amestec de azotat de sodiu, $NaNO_3$ și acid sulfuric, H_2SO_4. În urma reacției:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

$2NaNO_3$	H_2SO_4	Na_2SO_4	$2HNO_3$
Azotat de sodiu	Acid sulfuric	Sulfat de sodiu	Acid azotic

se obține acidul azotic, care se colectează într-un balon răcit cu ajutorul unui curent continuu de apă (fig. 7.15).

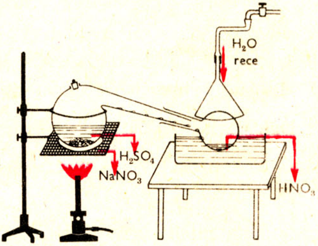


Fig. 7. 15. Obținerea acidului azotic în laborator.

Atenție! Amestecul din retortă nu se încălzește puternic întrucât acidul azotic format se descompune la temperaturi mai ridicate și formează dioxid de azot sau hipoazotidă (un gaz toxic, brun-roșcat).

$$4HNO_3 = 4NO_2\uparrow + 2H_2O + O_2\uparrow$$

Acid azotic	Dioxid de azot	Apă	Oxigen

7.6.3. Proprietățile fizice ale acidului azotic

Acidul azotic pur este un lichid incolor, cu miros înțepător, cu densitatea mai mare decât apa și solubil în apă. Acidul azotic de concentrație 96–98% se numește acid azotic fumans și fumegă în aer (fig. 7.16).

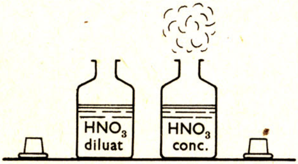


Fig. 7. 16. Fumegarea acidului azotic concentrat în aer.

> Comparați proprietățile fizice ale acidului sulfuric cu cele ale acidului azotic.

Teme de control

1. Care este compoziția calitativă și cantitativă a acidului azotic?

2. Ce produși rezultă în urma tratării azotatului de potasiu cu soluție de acid sulfuric?

3. De ce acidul azotic fumegă în aer?

7.6.4. Proprietățile chimice ale acidului azotic

Acidul azotic este un oxiacid, deoarece cuprinde în compoziția sa hidrogen, azot și oxigen. Ca toți ceilalți acizi studiați, prezintă proprietățile generale ale acizilor (reacționează cu metalele, oxizii metalici, bazele și sărurile) și proprietăți caracteristice.

Atenție! Mânuiți cu deosebită grijă acidul azotic, întrucât produce arsuri grave.

Unele dintre proprietățile chimice ale acidului azotic vor fi determinate experimental.

Activitate independentă a elevilor

Tema 1. Acțiunea acidului azotic asupra indicatorilor

Sarcini de lucru. Turnați acid azotic diluat în două eprubete. Introduceți într-una 2–3 picături soluție de turnesol și în cealaltă 2–3 picături de soluție de fenolftaleină (fig. 7.17). Ce observați?

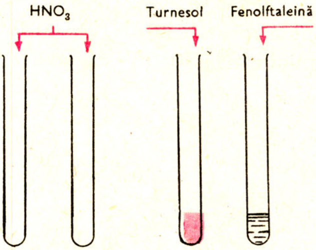


Fig. 7.17. Acțiunea acidului azotic asupra indicatorilor

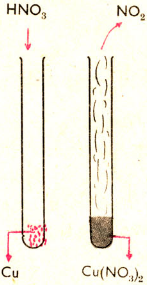


Fig. 7.18. Acțiunea acidului azotic asupra cuprului

Tema 2. Acțiunea acidului azotic asupra metalelor

Într-o eprubetă tratați cupru metalic cu o cantitate mică de acid azotic (fig. 7.18).

Atenție! Dacă se dezvoltă o cantitate prea mare de gaz brun-roșcat, se adaugă multă apă pentru a întrerupe reacția. Nu inspirați gazul, întrucât este foarte toxic.

Tema 3. Acțiunea acidului azotic asupra oxizilor metalici, bazelor și sărurilor

Sarcini de lucru. Tratați în trei eprubete diferite oxid de cupru, CuO, hidroxid de cupru, $Cu(OH)_2$ (proaspăt preparat din $CuSO_4$ și NaOH) și carbonat de cupru, $CuCO_3$ cu acid azotic (fig. 7.19, a).

Ce observați? Ce aspect au soluțiile obținute? (v. fig. 7.19, b)

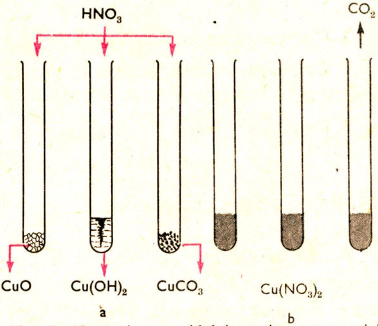


Fig. 7. 19. Acțiunea acidului azotic asupra oxizilor metalelor, hidroxizilor și sărurilor

Demonstrații experimentale

Acțiunea oxidantă a acidului azotic

Atenție! Nu inspirați gazele care se dezvoltă în timpul experiențelor.

a) În două eprubete se iau câte 3–4 ml acid azotic, HNO_3 concentrat. În una din ele se introduce un «dop» afânat din fire de lână, până la mijlocul eprubetei (fig. 7. 20). Se încălzește, cu grijă, fiecare dintre cele două eprubete (întâi cea care conține numai acid azotic și apoi cea în care se găsește și lână). Ce observați?

b) Într-o capsulă se încălzește cărbune (mangal) și, cu o pipetă, se toarnă acid azotic concentrat (fig. 7.21).

Ce procese chimice au loc?

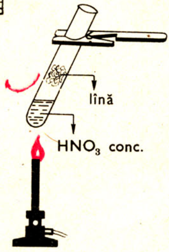


Fig. 7.20. Acțiunea oxidantă a acidului azotic.

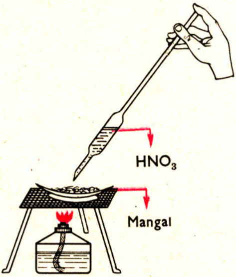


Fig. 7.21. Acțiunea acidului azotic asupra mangalului.

Explicația fenomenelor și concluzii. *Tema 1.* **Acidul azotic înroșește turnesolul și nu colorează fenolftaleina.**

Tema. 2. **Metalele cu un slab caracter electropozitiv reacționează cu acidul azotic în două etape, și anume:**

– în prima etapă formează oxidul metalului;

– în etapa a doua, acesta reacționează cu excesul de acid azotic, formându-se azotatul corespunzător.

De exemplu, reacția acidului azotic cu cuprul a avut loc conform ecuațiilor reacțiilor indicate mai jos:

Etapa I	$2HNO_3$	+	$3Cu$	=	$3CuO$	+	$2NO\uparrow$	+	H_2O
	Acid azotic		Cupru		Oxid de cupru		Monoxid de azot		Apă

Etapa a II-a	$2HNO_3$	+	CuO	=	$Cu(NO_3)_2$	+	H_2O
	Acid azotic		Oxid de cupru		Azotat de cupru		Apă

Amplificând cu 3 ecuația reacției corespunzătoare etapei a II-a și însumând cele două ecuații, se obține:

$8HNO_3$	+	$3Cu$	=	$3Cu(NO_3)_2$	+ $2NO\uparrow$	+	$4H_2O$
Acid azotic		Cupru		Azotat de cupru	Monoxid de azot		Apă

Experimental se remarcă faptul că monoxidul de azot, de îndată ce vine în contact cu aerul, se oxidează și rezultă dioxidul de azot, gaz toxic, de culoare brun-roșcată.

$2NO$	+	O_2	=	$2NO_2\uparrow$
Monoxid de azot		Oxigen		Dioxid de azot

Soluția de azotat de cupru, rezultată în final, are culoarea albastră. Generalizând, se poate scrie:

$$\mathbf{HNO_3 + Metal \rightarrow Oxidul\ metalului + NO\uparrow + H_2O}$$

$$\mathbf{HNO_3 + Oxidul\ metalului \rightarrow Azotatul\ metalului + H_2O}$$

$$\mathbf{2HNO_3 + Metal \rightarrow Azotat + NO\uparrow + 2H_2O}$$

Tema 3. **Acidul azotic reacționează cu oxidul de cupru (substanță solidă neagră), cu hidroxidul de cupru (precipitat albastru gelatinos) și cu carbonatul de cupru (substanță solidă de culoare verde), formând, de fiecare dată, azotatul de cupru (substanță albastră solubilă în apă).**

Întrucât ecuația reacției cu oxidul de cupru a fost scrisă mai înainte, în continuare se vor indica doar ecuațiile ultimelor două procese chimice:

$2HNO_3$	+	$Cu(OH)_2$	=	$Cu(NO_3)_2$	+	$2H_2O$
Acid azotic		Hidroxid de cupru		Azotat de cupru		Apă

Cu carbonații, acidul azotic dă o reacție cu efervescență, datorită descompunerii acidului carbonic în dioxid de carbon și apă.

$2HNO_3$	+	$CuCO_3$	=	$Cu(NO_3)_2$	+	H_2CO_3
Acid azotic		Carbonat de cupru		Azotat de cupru		Acid carbonic

$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow$ (Dioxid de carbon) $+ H_2O$ (Apă)

Generalizând, se poate scrie:

$$\mathbf{HNO_3 + Oxid\ metalic \longrightarrow Azotat + H_2O}$$

$$\mathbf{HNO_3 + Bază \longrightarrow Azotat + H_2O}$$

$$\mathbf{HNO_3 + Carbonat \longrightarrow Azotat + CO_2 + H_2O}$$

Ce produși s-ar obține prin tratarea hidroxidului de calciu și carbonatului de calciu cu acid azotic?

Reacțiile acidului azotic cu metalele, oxizii metalici, bazele și sărurile își găsesc aplicații la obținerea azotaților și îngrășămintelor chimice.

Acțiunea oxidantă a acidului azotic. Prin încălzire acidul azotic se descompune (v. pag. 114) și, pe lângă dioxid de azot (hipoazotidă), pune în libertate oxigen. Acesta poate oxida diferite substanțe. De exemplu, mangalul și lâna sub influența HNO_3 se aprind și ard.

$4HNO_3$	+	$3C$	→	$3CO_2\uparrow$	+	$4NO\uparrow$	+	$2H_2O$
Acid azotic		Car- bon		Dioxid de carbon		Oxid de azot		Apă

Deci, acidul azotic are caracter oxidant.

Alte utilizări

Acidul azotic este folosit la fabricarea mătăsii artificiale, a explozibililor (dinamită, trotil), a unor acizi (H_2SO_4) și ca oxidant.

Teme de control

1. Comparați acțiunea acizilor: clorhidric, sulfuric și azotic asupra indicatorilor (turnesol și fenolftaleină). Cum vă explicați fenomenul?

2. Ce deosebiri remarcați în comportarea cuprului față de acidul sulfuric și acidul azotic?

3. Cum puteți obține prin trei reacții diferite azotat de magneziu?

4. În două eprubete diferite aveți soluții incolore. Se știe că într-o eprubetă se găsește soluție diluată de H_2SO_4, iar în cealaltă, soluție diluată de acid azotic. Cum puteți determina experimental în ce eprubetă se găsește soluția de acid azotic?

Exerciții și probleme recapitulative

1) Enumerați trei proprietăți (fizice sau chimice) prin care azotul se diferențiază de celelalte elemente din grupa V^a. Cum vă explicați aceste fenomene?

2) De ce azotul este mai electronegativ decât fosforul, dar mai puțin electronegativ decât oxigenul?

3) De ce fosforul se situează în aceeași grupă cu arsenul (grupa V^a principală) și în aceeași perioadă cu sulful și clorul?

4) Stabiliți care din afirmațiile de mai jos sunt incorecte și explicați în ce constau greșelile:

- azotul nu se găsește liber în natură,
- la temperatura obișnuită, azotul se combină cu hidrogenul, pentru a forma amoniacul,
- acidul azotic cuprinde în molecula sa numai azot și oxigen,
- amoniacul poate da reacții de combinare cu apa și cu acidul clorhidric,
- acidul azotic, în reacție cu cuprul, dezvoltă hidrogen,
- oxidarea catalitică a amoniacului constituie o metodă industrială de obținere a acidului azotic.

5) Completați spațiile libere cu răspunsurile corecte:

– amoniacul cuprinde în molecula sa ------- și --------------- în raport atomic de ------ la ------;

– acidul azotic este o substanță ------------- și cuprinde în compoziția sa elementele: ------------, ------ și --------;

– sărurile acidului azotic se numesc --------------;

– sărurile de amoniu cuprind în molecula lor gruparea ---- ;

– acidul azotic este un acid ------------------- și formează o singură categorie de ------------;

– azotatul de calciu are formula ------------ și este o sare -------------------;

– azotatul de amoniu are formula ------------- și este un bun ---------------------;

– compoziția procentuală a azotatului de amoniu este --------% N; -------% O și ------% H.

6) Completați ecuațiile reacțiilor de mai jos:

$(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{t°C} NH_3 + \ldots + \ldots$

$HNO_3 + Cu \longrightarrow \ldots + NO + \ldots$

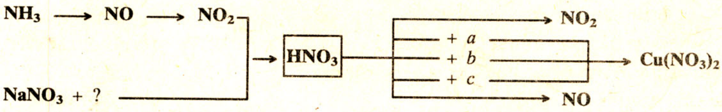
$HNO_3 + \ldots \longrightarrow NH_4NO_3$

7) Care din reacțiile de mai jos sunt posibile și care sunt imposibile:

$2HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + H_2$ $\quad$ $2NO + O_2 = 2NO_2$

$NH_3 + H_2O = NH_4OH$ $\quad$ $4HNO_3 + 3C = 3CO_2 + NO_2 + 2H_2O$

8) Se dă schema program, indicată mai jos:



Folosind informațiile cuprinse în această schemă răspundeți la următoarele întrebări:

– La ce transformări trebuie supus amoniacul pentru a trece prin fazele de NO și NO_2 și în final să conducă la acid azotic?

– Cu ce substanță trebuie tratat azotatul de sodiu, $NaNO_3$ pentru a se obține acid azotic?

– În ce condiții acidul azotic formează monoxid de azot, NO, dar dioxid de azot, NO_2?

– Ce condiție trebuie să îndeplinească cele trei substanțe diferite din schemă: *a, b, și c*, pentru ca în reacție cu acidul azotic fiecare să conducă la azotatul de cupru, $Cu(NO_3)_2$?

9) Cantitatea de azotat de sodiu, exprimată în moli și grame, din care se pot obține 12,6 g acid azotic este: a) 0,1 moli = 8,5 g $NaNO_3$; b) 17 moli = 0,2 g $NaNO_3$; c) 0,12 moli = 17 g $NaNO_3$; d) 0,2 moli = 17 g $NaNO_3$.

10) Numărul de moli de dioxid de carbon care se degajă la tratarea a 24,8g carbonat de cupru cu acid azotic, este: a) 8,8g CO_2; b) 0,1 moli CO_2; c) 0,2 moli CO_2; d) 4,4g CO_2.

11) Într-o cantitate *x* de hidroxid de cupru II și 630g soluție de acid azotic de concentrație 10%, se produce o reacție totală. Valoarea lui *x*, exprimată în moli și grame este: a) *x* = 1 mol = = 98g $Cu(OH)_2$; b) *x* = 0,5 moli = 49g $Cu(OH)_2$; c) *x* = 2 moli = 98 g $Cu(OH)_2$; d) *x* = 0,5 moli = = 9,8 g $Cu(OH)_2$.

12) Obținerea acidului azotic, prin metoda oxidării catalitice a amoniacului (procedeul industrial), cuprinde următoarele etape:

(1) - - NH_3+ - - O_2 = - - - + - - -

(2) - - - + - - O_2 = - - - -

(3) - - - + - - - O_2 + - - H_2O = - - HNO_3

1. Completați ecuațiile reacțiilor chimice.

2. Determinați numărul kilomolilor de amoniac consumați pentru a obține 504 kg HNO_3, prin această metodă: a) 8 kmoli NH_3; b) 8 moli NH_3; c) 4 kmoli NH_3;d) 16 kmoli NH_3.

13) Completați coloanele verticale din figura 7.22 după indicațiile de mai jos:

Vertical: 1. Halogen cu numărul atomic Z = 17.

2. Element situat în sistemul periodic înaintea gazului rar xenon, Xe..

3. Primul nemetal din grupa V^a.

4. Element situat în aceeași perioadă cu siliciul și sulful.

5. Nemetal al cărui nucleu are un proton în plus față de nucleul atomului de azot.

Orizontal: Denumirea substanței chimice cu formula HNO_3.

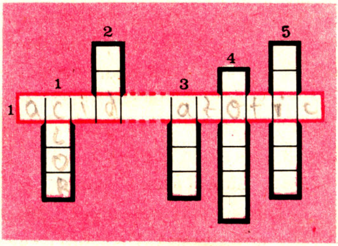


Fig. 7.22
Rebus chimic

8 Noțiuni despre grupa a IV-a principală a sistemului periodic al elementelor

8.1. Caractere generale

Grupa IV^{a} se găsește la mijlocul grupelor principale din sistemul periodic și se numește *grupa carbonului*, după denumirea primului element. Elementele situate în această grupă sunt următoarele: carbonul C, silicul Si, germaniul Ge, staniul Sn și plumbul Pb. Numărul atomic Z și numărul de masă A al fiecărui element sunt indicate în tabelul din figura 8.1, iar structura atomilor corespunzători, în figura 8.2. (În figurile 8.1 și 8.2 s-au utilizat masele atomice rotunjite, întrucât aceste valori se vor folosi în rezolvarea problemelor.)

Din aceste reprezentări rezultă următoarele:

– raza atomică și numărul de masă cresc de la carbon la plumb;

– toate elementele din grupa IV^{a} au pe ultimul strat 4 electroni.

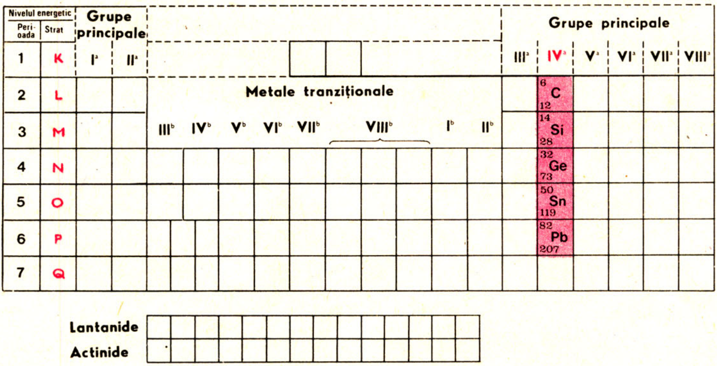


Fig. 8.1 Poziția grupei IV^{a} în sistemul periodic

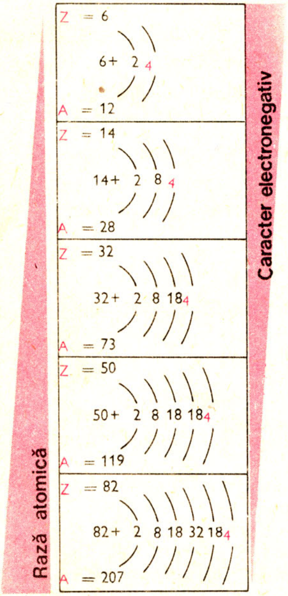


Fig. 8.2. Structura atomilor elementelor din grupa IV^a.

Ca urmare a creșterii razei atomice, caracterul electronegativ al elementelor scade pronunțat de la carbon, care are caracter tipic de nemetal, la plumb, care are caracter metalic. Dealtfel, în grupa IV^a primul element (carbonul, C) este nemetal, ultimele două elemente (staniul, Sn și plumbul, Pb) sunt metale, iar elementele intermediare (siliciul, Si și germaniul, Ge) sunt semimetale.

Existența a 4 electroni pe ultimul strat explică valența maximă 4 a tuturor elementelor din grupă, tendința redusă de ionizare a acestora și caracterul electronegativ mai mic decât al elementelor din grupele superioare (V, VI și VII).

Creșterea razei atomice în grupă explică caracterul electropozitiv al ultimelor două elemente, comparativ cu cel electroneutru al primelor două elemente.

Menționăm că nu se găsesc combinații în care să existe ionii C^{4+} și Si^{4+}. Ionii Sn^{4+}și Pb^{4+} apar numai în stare solidă. Se cunosc doar două combinații în care apare ionul C^{4-} (carburile de beriliu și aluminiu). Odată cu creșterea razei atomice se accentuează tendința elementelor de a fi divalente.

Astfel, în timp ce carbonul este tetravalent în aproape toate combinațiile sale, cu excepția monoxidului CO, plumbul este di- și tetravalent. Combinațiile cele mai stabile sunt cele în care plumbul este divalent.

Elementele din grupa IV^a formează oxizi de tipul EO și EO_2. Caracterul acid al oxizilor scade de la carbon la plumb. Dioxidul de carbon, CO_2 are caracter acid (este anhidrida acidului carbonic, H_2CO_3),

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

în schimb oxidul de plumb, PbO are un predominant caracter bazic.

Carbonul și siliciul formează acizi: acidul carbonic H_2CO_3 și acidul silicic H_2SiO_3, iar staniul și plumbul formează baze: hidroxidul de staniu (II), $Sn(OH)_2$ și hidroxidul de plumb (II), $Pb(OH)_2$.

O serie de proprietăți fizice variază gradat în grupă (v. tab. 2.1).

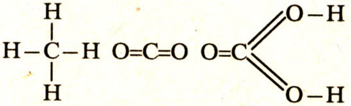
Comparați proprietățile fizice ale elementelor din grupa IV[a] folosind datele din tabelul 2.1.

Și în grupa IV[a] se remarcă faptul că primul element, carbonul, se diferențiază, prin anumite proprietăți, de celelalte elemente din grupă. Astfel:

– se topește și fierbe la temperaturi mult mai ridicate decât celelalte elemente;

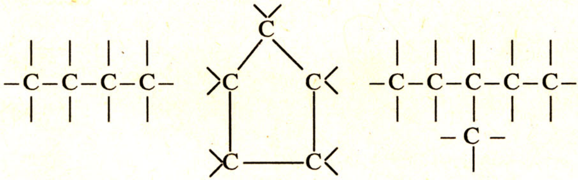
– în toate combinațiile sale, cu excepția monoxidului de carbon CO, este constant tetravalent;

Reprezentați formulele electronice ale compușilor: CO_2 și H_2CO_3.



Metan   Dioxid de carbon   Acid carbonic

– poate să-și satisfacă valențele cu alți atomi de carbon, formând lanțuri (catene) de dimensiuni și forme variate:



– poate forma un număr extrem de mare de compuși, cu un număr restrâns de elemente, numite elemente organogene (H, O, N, S, X, P). Acești compuși se studiază separat în chimia organică – capitolul 13.

În prezentul capitol veți studia carbonul ca element, oxizii acestuia, acidul carbonic și carbonații.

Teme de control

1. În ce sens crește caracterul nemetalic în grupa IV[a]? Explicați răspunsul.

2. Cum se explică faptul că în aceeași grupă se găsesc nemetale, semimetale și metale?

3. De ce dioxidul de carbon are caracter acid, iar oxidul de plumb caracter bazic?

4. Scrieți o catenă liniară cu șase atomi de carbon, o catenă ciclică cu opt atomi de carbon și o catenă ramificată cu șapte atomi de carbon.

8.2. Carbonul C

8.2.1. Structura atomului de carbon

Carbonul se găsește sub forma unui amestec de trei izotopi, și anume:

$^{A=12}_{Z=6}C$ în procentaj de 98,89%.

$^{A=13}_{Z=6}C$ în procentaj de 1,01%.

$^{A=14}_{Z=6}C$ în procentaj de 0,10%.

Izotopul carbonului cu numărul atomic $Z = 6$ și numărul de masă $A = 12$ cuprinde în nucleul atomului 6 protoni (6 sarcini pozitive) și 6 neutroni (fig. 8.3.). Învelișul electronic cuprinde 6 electroni (6 sarcini negative), dintre care 2 sunt situați pe stratul *K*, iar ceilalți 4 pe stratul *L* (fig. 8.4.). Atomul de carbon, având cel de-al doilea strat în curs de completare și 4 electroni pe ultimul strat, va fi situat în sistemul periodic în perioada a 2-a, grupa IV[a].

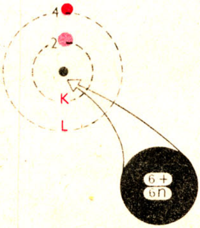


Fig. 8.3. Structura atomului de carbon **(Izotopul $^{12}_{6}C$).**

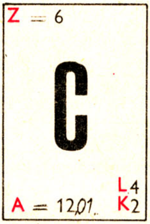


Fig. 8.4. Căsuța carbonului din sistemul periodic.

8.2.2. Starea naturală a carbonului

Carbonul este un element răspândit în natură sub diverse forme și varietăți. Astfel, în stare liberă se găsește sub două forme cristalizate: diamantul și grafitul (fig. 8.5.). Sub formă de compuși se găsește în toate substanțele organice și în unele substanțe anorganice, cum ar fi: dioxidul de carbon, CO_2 (în atmosferă și ape minerale), carbonații (calcar și marmură, $CaCO_3$, dolomit, $CaMg(CO_3)_2$ etc.). Sub forma unor amestecuri complexe, carbonul se găsește în cărbunii de pământ proveniți, în decursul anilor, prin fosilizarea plantelor. Antracitul, huila, lignitul și turba sunt cele mai cunoscute varietăți de cărbuni amorfi. Aceștia prezintă proprietăți diferite, în funcție de vârstă și conținutul de carbon.

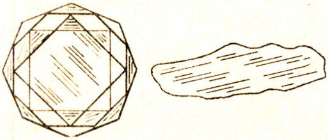


Fig. 8.5. Diamant și grafit.

Cărbunii de pământ se găsesc în bazinele carbonifere de la Petroșani, Comănești, în Munții Banatului și Subcarpații Munteniei.

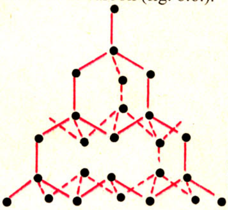
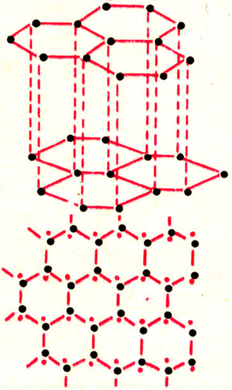
Calcarul constituie roca principală din care sunt formați lanțuri întregi de munți, de exemplu: munții Bucegi și Carpații Apuseni.

Marmură se găsește la Rușchița și Vașcău.

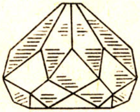
8.2.3. Proprietăți fizice ale carbonului

Întrucât proprietățile fizice ale diverselor varietăți de carbon diferă în limite destul de largi, în tabelul 8.2 sunt prezentate comparativ proprietățile celor două stări alotropice: diamantul și grafitul, iar în tabelul 8.3 proprietățile cărbunilor de pământ.

Tabelul 8.2

Elementele de comparație	Diamantul	Grafitul
1	2	3
Starea de agregare și forma de prezentare	Ambele varietăți sunt substanțe solide cristalizate. Cristalizarea în formă *cubică*. În cristalul de diamant, ce formează o moleculă uriașă, fiecare atom de carbon se leagă prin 4 covalențe de alți 4 atomi de carbon (fig. 8.6.).  **Fig. 8.6.** Structura cristalină a diamantului.	Cristalizează în formă *hexagonală*. Cristalul de grafit este compus din straturi de atomi de carbon legați prin 3 covalențe, sub forma unor hexagoane regulate plane. Cel de-al patrulea electron nu este angajat în legături covalente și, ca urmare, prezintă o mare mobilitate (fig. 8.7.).  **Fig. 8.7.** Structura cristalină a grafitului.

Tabelul 8.2. (continuare)

1	2	3
Aspectul	Este incolor, uneori colorat negru, galben sau albastru.	Este opac, de culoare neagră-cenușie, unsuros la pipăit și lucios.
Densitatea	Ambele varietăți au densitate mai mare decât apa. $\rho = 3{,}5\ g/cm^3$ $\rho = 2{,}2\ g/cm^3$	
Duritatea	Prezintă cea mai mare duritate dintre toate substanțele cunoscute: 10.	Are duritate redusă: 1, lasă urme pe hârtie și prezintă fenomenul de clivaj*, datorită straturilor paralele din rețeaua cristalină.
Solubilitate	Ambele varietăți sunt practic insolubile în toți dizolvanții.	
Modificarea stării de agregare	Nu se pot topi decât la temperaturi la care covalențele din rețelele cristaline se desfac, deci la temperaturi foarte ridicate.	
Conductibilitatea electrică și termică	Este rău conductor de electricitate și căldură.	Este bun conducător de electricitate și căldură, datorită electronilor mobili, neangajați în legăturile covalente din cristal.
Proprietăți optice	Are o putere de refracție foarte mare și o strălucire puternică.	Este opac, datorită electronilor mobili.
Utilizările care decurg din proprietățile fizice menționate	Se folosește la: – găurirea și șlefuirea materialelor foarte dure; – tăierea sticlei; – confecționarea lagărelor speciale; – confecționarea bijuteriilor: diamant și briliant (fig. 8.8).  **Fig. 8.8.** Briliant.	Se folosește la: – fabricarea minelor de creioane; – confecționarea creuzetelor pentru metalurgie; – fabricarea electrozilor; – ca lubrifiant pentru mașini.

* Clivajul este proprietatea unor cristale de a se desface după plane paralele, sub acțiunea unor forțe exterioare.

Tabelul 8.3.

Varietatea de cărbune	Conținutul în carbon	Aspectul	Condițiile de ardere	Puterea calorică*
Antracitul	94–97%	Solid, negru, strălucitor, dur, compact	Se aprinde greu, dar odată aprins arde fără fum și lasă puțină cenușă.	Este un combustibil foarte bun. Dezvoltă cca 35,6 MJ/kg
Huila	75–94%	Solid, negru cu o strălucire unsuroasă. Lasă urme pe hârtie.	Arde fără fum, dar după ardere lasă mai multă cenușă.	Dezvoltă 33,5 MJ/kg
Lignitul	65–70%	Solid, brun, cu structura fibroasă a lemnului din care provine.	Arde cu fum și miros neplăcut.	Dezvoltă 22 MJ/kg
Turba	40–60% cuprinde și cantități mari de apă	Solidă, cafenie, cu aspect buretos.	Arde încet cu mult fum și miros neplăcut.	Turba uscată dezvoltă 14,6 MJ/kg

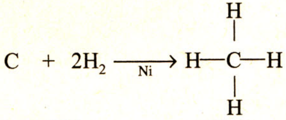
Toate varietățile de cărbuni de pământ sunt folosite drept combustibil.

8.2.4. Proprietățile chimice ale carbonului

Atomul de carbon, așa cum se știe, poate forma 4 covalențe, punând în comun cei 4 electroni ai săi de pe ultimul strat cu electronii de valență ai altor elemente.

De exemplu, în reacție cu hidrogenul se formează metanul. Reacția are loc la 1 100°C în prezența nichelului, Ni drept catalizator.

> Sub ce altă formă puteți modela formarea metanului.



Carbon Hidrogen Metan

În general legăturile covalente simple între carbon și hidrogen prezintă o stabilitate deosebit de mare și se întâlnesc atât în combinațiile binare ale carbonului cu hidrogenul, numite *hidrocarburi,* cât și în ceilalți compuși organici. Hidrocarburile formează o gamă foarte largă de compuși în care carbonul este întotdeauna tetracovalent, iar hidrogenul monocovalent.

* Prin putere calorică a unui combustibil solid se înțelege cantitatea de căldură degajată în urma arderii complete a unui kg de combustibil.

O altă proprietate chimică importantă a carbonului o constituie faptul că el arde, formând dioxid de carbon, CO_2, sau monoxid de carbon, CO, în funcție de cantitatea de oxigen pe care o are la dispoziție.

C	+	O_2	=	CO_2
Carbon		Oxigen		Dioxid de carbon
$2C$	+	O_2	=	$2CO$
Carbon		Oxigen		Monoxid de carbon

Arderea carbonului este reacția care stă la baza utilizării cărbunilor de pământ drept combustibil.

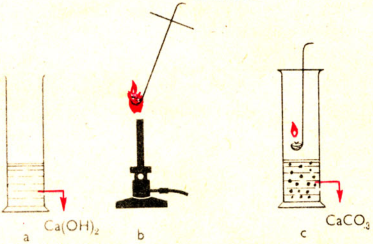


Fig. 8.9. Arderea cărbunelui și recunoașterea dioxidului de carbon rezultat.

Activitate independentă a elevilor

Într-un cilindru se introduce o cantitate mică de apă de var (soluție limpede de hidroxid de calciu) (fig. 8.9, a).

Separat, într-o lingură de ars, la care s-a adaptat un capac de carton, se încălzește o bucată de cărbune până ce aceasta se aprinde (fig. 8.9, b).

Se introduce apoi lingura de ars cu cărbunele aprins în cilindru și se astupă cu capacul de carton (fig. 8.9, c).

Ce se observă?

Explicația fenomenelor. Carbonul arde în aer și formează dioxid de carbon, care se pune în evidență prin proprietatea acestuia de a tulbura apa de var.

CO_2	+	$Ca(OH)_2$	=	$CaCO_3\downarrow$	+	H_2O
Dioxid de carbon		Hidroxid de calciu		Carbonat de calciu		Apă

Aviditatea carbonului față de oxigen se manifestă și în reacțiile cu substanțele în a căror compoziție intră oxigenul. Astfel, în paragrafele 6.4.4 (Proprietățile chimice ale acidului sulfuric) și 7.6.4 (Proprietățile chimice ale acidului azotic) s-a văzut că pulberea de cărbune, în prezența substanțelor oxidante, se transformă în dioxid de carbon.

Acidul sulfuric și respectiv acidul azotic se comportă ca substanțe cu caracter oxidant, iar carbonul se comportă ca un element cu caracter reducător, întrucât este capabil să se unească cu oxigenul din diferite substanțe compuse.

Caracterul reducător al carbonului se manifestă și prin acțiunea sa asupra vaporilor de apă și a oxizilor metalici.

$$\underset{\text{Carbon}}{C} + \underset{\text{Apă}}{H_2O_{(v)}} = \underbrace{CO + H_2}_{\text{Gaz de apă}}$$

$2CuO$	+	C	=	$CO_2\uparrow$	+	$2Cu\downarrow$
Oxid de cupru		Carbon		Dioxid de carbon		Cupru

Caracterul reducător al carbonului se manifestă și față de alți oxizi metalici, cum ar fi: oxidul de zinc, oxizii de fer, oxidul de plumb, oxidul de staniu etc.

Scrieți ecuația reacției care indică acțiunea reducătoare a carbonului asupra oxidului de zinc, ZnO.

Caracterul reducător al carbonului este utilizat în metalurgie pentru obținerea metalelor.

În concluzie, se poate preciza că puterea reducătoare a carbonului se manifestă, la cald, față de:

a) acizii oxigenați (H_2SO_4; HNO_3);

b) vaporii de apă $(H_2O)_v$;

c) oxizii metalici (ZnO; CuO; FeO; Fe_2O_3).

Teme de control

1. Cum vă explicați că în natură carbonul se găsește răspândit sub diverse forme și varietăți, iar fosforul nu se găsește liber?

2. Comparați proprietățile diamantului cu cele ale grafitului, în funcție de structura cristalină a celor două stări alotropice.

3. Dați exemple de reacții ale carbonului cu diferite substanțe simple. Ce produși de reacție se obțin?

4. Dați două exemple de reacții chimice în care carbonul își manifestă caracterul său reducător.

8.3. Clasificarea compușilor carbonului

Dați exemple de substanțe organice cunoscute.

Compușii carbonului se pot clasifica în două mari grupe:

– compuși organici,

– compuși anorganici.

În acest capitol se vor studia numai compușii anorganici ai carbonului. Deoarece numărul compușilor organici este extrem de mare, aceștia vor fi studiați separat, în capitolul 13.

Compuşii anorganici ai carbonului pot fi clasificaţi astfel:

Compuşi anorganici ai carbonului → **compuşi oxigenaţi**:
- **oxizi**
  - **CO monoxid de carbon**
  - **CO_2 dioxid de carbon**
- **acid** — **H_2CO_3 acid carbonic**
- **săruri** — **$M_2^n(CO_3)_n$ carbonaţi**

În toţi compuşii organici şi anorganici, cu excepţia monoxidului de carbon CO, carbonul este constant tetravalent.

8.4. Monoxidul de carbon CO

8.4.1. Starea naturală a monoxidului de carbon

Nu se găseşte liber în natură. De altfel, monoxidul de carbon este un gaz toxic. Prezenţa lui în orice amestec gazos este periculoasă.

8.4.2. Obţinerea monoxidului de carbon

În procedeul industrial se folosesc instalaţii speciale, cunoscute sub numele de *gazogene* sau *generatoare de gaz* (fig. 8.10). Cuptorul se încarcă cu cărbune (sau lemne), iar printr-o suflantă S se introduce un curent de aer puternic încălzit (1 000°–1 200°C). Ecuaţiile reacţiilor care au loc în gazogen sunt următoarele:

în zona de ardere

$$\underset{\text{Carbon}}{C} + \underbrace{O_2 + 4N_2}_{\text{Aer}} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{Azot}}{4N_2\uparrow}$$

în zona de reducere

$$\underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} + \underset{\text{Carbon}}{C} = \underset{\text{Monoxid de carbon}}{2CO}$$

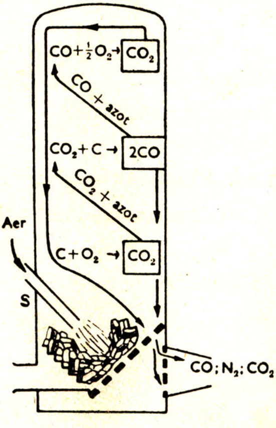


Fig. 8.10. Instalaţia industrială pentru obţinerea monoxidului de carbon.

Ce rol are carbonul în aceste reacţii?

Prin gura de ieșire a gazelor se evacuează un amestec de gaze cunoscut sub numele de *gaz de generator.* Acesta cuprinde 70% azot, 25% monoxid de carbon și 5% alte gaze.

Dacă în gazogen se introduce, în mod alternativ, un curent de aer cald și un curent de vapori de apă, se obține, tot în mod alternativ, gazul de generator și un amestec de CO și H_2 numit *gazul de apă.* Acesta din urmă cuprinde aproximativ 40% CO, rezultat în urma reacției a cărei ecuație este:

$$\underset{\text{Carbon}}{C} + \underset{\text{Apă}}{H_2O_{(v)}} = \underbrace{CO + H_2}_{\text{Gaz de apă}}$$

Gazul de generator și gazul de apă sunt folosite drept combustibili.

Stabiliți alte utilizări ale gazului de apă și ale gazului mixt, în funcție de compoziție.

În sfârșit, introducând concomitent curentul de aer cald și vaporii de apă se obține așa-numitul *gaz mixt,* care cuprinde aproximativ 20% CO.

8.4.3. Proprietățile fizice ale monoxidului de carbon

Monoxidul de carbon este un gaz incolor, inodor, cu densitatea relativă *(d)* aproximativ egală cu a aerului (d = 0,967) și greu solubil în apă.

8.4.4. Proprietățile chimice ale monoxidului de carbon

Monoxidul de carbon nu întreține arderea, dar arde cu flacără albastră și formează dioxid de carbon.

$$\underset{\text{Monoxid de carbon}}{2CO} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{2CO_2}$$

Limbile albastre de flăcări produse uneori deasupra jăratecului se datorează arderii monoxidului de carbon.

Monoxidul de carbon, CO, are un puternic caracter reducător.

Pe această importantă proprietate chimică se bazează folosirea monoxidului de carbon în industrie, ca agent reducător. Astfel, oxidul de fer (III) Fe_2O_3 este redus la fer metalic, conform ecuației:

$3CO$	+ Fe_2O_3	= $3CO_2$	+ $2Fe$
Monoxid de carbon	Oxid de fer	Dioxid de carbon	Fer

> Reducerea oxizilor de fer cu CO își găsește aplicație la obținerea fontei.

8.4.5. Proprietățile fiziologice ale monoxidului de carbon

> Ce alte substanțe studiate anterior sunt toxice?

Monoxidul de carbon este un gaz toxic, datorită faptului că, în reacție cu hemoglobina din sânge, formează un compus cu stabilitate mare, carboxihemoglobina, care nu mai permite oxigenarea hemoglobinei. Intoxicările cu monoxid de carbon produc inițial dureri de cap, apoi amețeli, leșin și, în final, moarte prin asfixiere.

Atenție! Intoxicatul cu monoxid de carbon va fi scos imediat în aer curat și, până la sosirea medicului, i se va face respirație artificială.

8.5. Dioxidul de carbon CO_2

Fig. 8.11. Formula electronică a dioxidului de carbon.

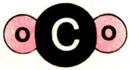


Fig. 8.12. Modelul moleculei de dioxid de carbon.

8.5.1. Starea naturală a dioxidului de carbon

Dioxidul de carbon se găsește liber în atmosferă, în proporție de 0,03% și în apele carbogazoase.

Țara noastră este bogată în izvoare de ape minerale carbogazoase (v. pag. 136).

8.5.2. Obținerea dioxidului de carbon

8.5.2.1. Procedee industriale

Cele mai utilizate procedee industriale sunt următoarele:

– arderea cocsului în exces de aer:

C	+ O_2	= CO_2
Cocs	Oxigen	Dioxid de carbon

– descompunerea termică a calcarului (al cărui component principal este carbonatul de calciu), în cuptoare speciale de var (fig. 6.13):

$CaCO_3$	=	CaO	+	CO_2
Carbonat de calciu (calcar)		Oxid de calciu (var nestins)		Dioxid de carbon

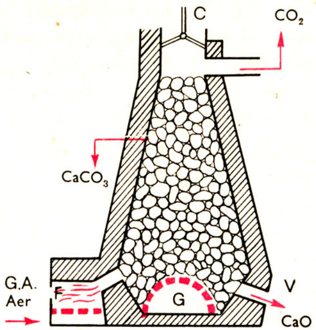


Fig. 8.13. Cuptorul de var.

> Utilizând informațiile din figura 8.13 și cunoștințele din clasa a VII-a (v. Obținerea oxizilor), stabiliți funcționarea cuptorului de var.

8.5.2.2. Metode de laborator

Procedeele industriale de obținere a dioxidului de carbon pot fi folosite și în laborator. Cea mai comodă și rapidă metodă constă însă în tratarea carbonaților cu acizi minerali.

Activitate independentă a elevilor

Tratați în trei eprubete diferite carbonat de sodiu, carbonat de calciu și carbonat de cupru cu acid clorhidric (fig. 8.14, a). Încercați natura gazului rezultat cu un chibrit aprins.

Ce observați?

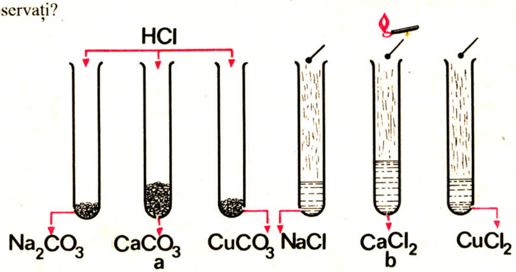


Fig. 8.14. Acțiunea acidului clorhidric asupra carbonaților.

> Care este sarea de amoniu, la a cărei descompunere termică se degajă dioxid de carbon, alături de alte substanțe chimice?

Explicația fenomenelor și concluzii. Tratând carbonații diferitelor metale cu acidul clorhidric, au loc reacții cu efervescență, în urma cărora se dezvoltă dioxid de carbon, iar în soluție rămân clorurile respective (fig. 8.14, b).

De fapt, din reacția unei săru (carbonat) cu un acid (acidul clorhidric) ar urma să se formeze o altă sare (clorură) și un alt acid mai volatil (acidul carbonic). În cazul de față, acidul carbonic fiind nestabil, se descompune imediat în dioxid de carbon și apă, așa cum rezultă din următoarele ecuații:

> Întrucât toți carbonații fac efervescență cu acizii, reacția este folosită la recunoașterea carbonaților.

$$\underset{\text{Carbonat de sodiu}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl} = \underset{\text{Clorură de sodiu}}{2NaCl} + \underset{\text{Acid carbonic}}{H_2CO_3}$$

$$H_2CO_3 \rightarrow \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

> Scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc între $CaCO_3$ și $CuCO_3$ cu HCl.

8.5.3. Proprietățile fizice ale dioxidului de carbon

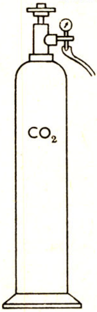


Fig. 8.15. Cilindru de oțel pentru dioxid de carbon lichid.

Observând cu atenție gazul dezvoltat din experiențele anterioare se constată că dioxidul de carbon este incolor, fără gust (insipid) și fără miros (inodor).

Se lichefiază ușor, chiar la temperatura ordinară și se îmbuteliază sub presiune în cilindri de oțel, de tipul celor din figura 8.15. Dioxidul de carbon lichid se solidifică, prin evaporare bruscă, datorită faptului că temperatura sa scade puternic.

În stare solidă are aspect de zăpadă, fapt pentru care se numește *zăpadă carbonică.* Aceasta, la temperatură și presiune normală, se vaporizează fără să se topească, de aceea mai poartă și numele de *gheață uscată.*

Dioxidul de carbon are densitatea mai mare decât aerul (d = 1,5). Ca urmare, în spațiile în care sunt emanații naturale de dioxid de carbon, acesta se aglomerează în părțile cele mai coborâte.

> Ce legătură stabiliți între denumirea de gheață uscată și comportarea dioxidului de carbon solid, la încălzire?

> Deoarece se lichefiază și se solidifică cu ușurință, CO_2 se folosește în industria frigorifică (gheață uscată).

8.5.4. Proprietățile chimice ale dioxidului de carbon

Cele mai importante proprietăți chimice ale dioxidului de carbon se deduc experimental.

Activitate independentă a elevilor

Cu ajutorul unei instalații simple, ca cea din figura 8.16, se obține dioxid de carbon, din carbonat de calciu, $CaCO_3$ și acid clorhidric, HCl.

Gazul rezultat se culege întâi într-un cilindru, în care se găsește o vergea metalică cu două lumânări aprinse (fig 8.16, a) apoi se barbotează într-o eprubetă cu apă în care s-au adăugat 2 – 3 picături de turnesol (fig. 8.16, b). În încheiere se barbotează într-o eprubetă cu soluție limpede de apă de var (fig. 8.16, c).

Ce se remarcă?

Ce proprietăți chimice deduceți din aceste experiențe?

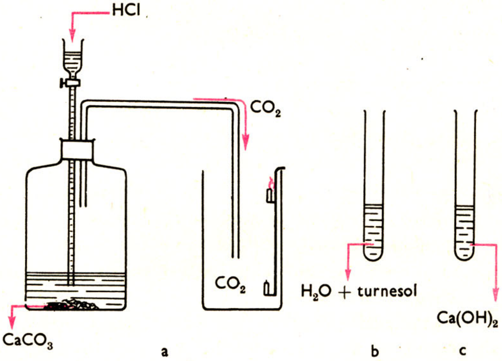


Fig. 8.16. Instalație pentru obținerea dioxidului de carbon în laborator.

Explicația fenomenelor. Concluzii. Din experiențele precedente se pot deduce următoarele proprietăți chimice ale dioxidului de carbon:

– **nu arde și nu întreține arderea** (pe măsură ce umple cilindrul, lumânările se sting);

– **este anhidrida acidului carbonic, dizolvat în apă reacționează cu aceasta și formează acidul carbonic,** care colorează turnesolul în roz:

$$\underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{Acid carbonic}}{H_2CO_3}$$

Deoarece nu arde și nu întreține arderea, CO_2 se folosește la stingerea incendiilor. Dispozitivul folosit este stingătorul de incendiu.

Soluția de acid carbonic are un slab caracter acid;

– reacționează cu bazele, formând, ca orice oxid acid, sare și apă.

În reacție cu hidroxidul de calciu precipită carbonatul de calciu, fapt dovedit prin tulburarea apei de var.

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Dioxid de carbon	Hidroxid de calciu (apă de var)	Carbonat de calciu	Apă

CO_2 se utilizează la obținerea sifonului (apă carbogazoasă), datorită comportării sale față de H_2O.

Tulburarea apei de var constituie reacția de recunoaștere a CO_2.

Teme de control

1. Se dă schema - program indicată mai jos:

$$C + \begin{cases} a \longrightarrow CO \\ b \longrightarrow CO + H_2 \end{cases}$$

și se cere: – să se specifice ce substanțe chimice corespund literelor *a* și *b;*

– să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice;

– să se stabilească ce reprezintă de fapt schema dată.

2. Dați exemple de reacții în care carbonul și monoxidul de carbon își manifestă caracterul reducător. Ce aplicații practice au aceste reacții?

3. De ce carbonul și monoxidul de carbon au caracter reducător, iar dioxidul de carbon nu este reducător?

4. Comparați comportarea SO_2, CO_2 și SO_3 față de apă. Ce asemănări și ce deosebiri constatați?

8.6. Acidul carbonic H_2CO_3

Acid carbonic se găsește în apele minerale carbogazoase. La noi în țară stațiunile Borsec, Buziaș, Vatra Dornei etc. sunt renumite pentru izvoarele minerale carbogazoase.

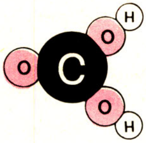


Fig. 8.17. Modelul moleculei de acid carbonic

În natură se găsesc mari cantități de carbonați, săruri ale acidului carbonic (v. mai jos).

Acidul carbonic nu s-a putut obține în stare pură. Se știe însă că, prin dizolvarea dioxidului de carbon în apă, se obține o soluție de acid carbonic. Acesta fiind nestabil, se descompune repede în dioxid de carbon și apă. Reacția care are loc este deci reversibilă (v. pag. 122 și 134).

8.7. Sărurile acidului carbonic, carbonații

Acidul carbonic este un acid dibazic, deci formează două tipuri de săruri:

– carbonați neutri: Na_2CO_3 carbonat neutru de sodiu,
$CaCO_3$ carbonat neutru de calciu.

Scrieți formulele carbonaților acizi și neutri de potasiu și de magneziu.

– carbonați acizi:

$NaHCO_3$ carbonat acid de sodiu,
$Ca(HCO_3)_2$ carbonat acid de calciu.

În laborator carbonații se obțin fie prin barbotarea dioxidului de carbon în soluțiile hidroxizilor solubili: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ (v. mai sus), fie prin tratarea carbonaților solubili cu alte săruri.

Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă, tratați soluție de carbonat de sodiu, Na_2CO_3, cu soluție de clorură de bariu, $BaCl_2$.

Ce remarcați?

Carbonatul de sodiu reacționând cu clorura de bariu formează precipitatul de carbonat de bariu:

Ce reacție ar avea loc între K_2CO_3 și $CaCl_2$?

Na_2CO_3	+ $BaCl_2$	= $BaCO_3\downarrow$ +	$2NaCl$
Carbonat de sodiu	Clorură de bariu	Carbonat de bariu	Clorură de sodiu

Carbonații sunt substanțe solide, albe sau colorate. Carbonații neutri de sodiu și de potasiu și în general carbonații acizi ai celorlalte metale sunt solubili în apă. Ceilalți carbonați sunt greu solubili în apă.

Atât carbonații solubili, cât și cei insolubili, reacționează cu acizii, degajând dioxid de carbon. Aceasta constituie reacția de recunoaștere a carbonaților și o metodă de obținere în laborator a dioxidului de carbon.

Carbonații metalelor: cupru, calciu, magneziu etc. se descompun prin încălzire în dioxid de carbon și oxidul metalului respectiv (v. pag. 133):

Scrieți ecuația reacției de descompunere termică a carbonatului de magneziu

$$CuCO_3 \xrightarrow{t^\circ C} CuO + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ C} CaO + CO_2\uparrow$$

Cei mai importanți carbonați sunt: carbonatul de sodiu, Na_2CO_3 și carbonatul de calciu, $CaCO_3$.

8.7.1. Carbonatul de sodiu Na_2CO_3

> $CaCO_3$ este utilizat ca materie primă pentru obținerea varului nestins și a dioxidului de carbon.

Carbonatul de sodiu, denumit comercial sodă de rufe, se obține în industrie prin *procedeul amoniacal.* Materiile prime folosite sunt: clorura de sodiu, NaCl, amoniacul, NH_3 și carbonatul de calciu $CaCO_3$ din care se obține dioxidul de carbon, CO_2.

Etapele acestui procedeu sunt:

a. obținerea carbonatului acid de amoniu, conform ecuației:

$$\underset{\text{Amoniac}}{NH_3} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} = \underset{\text{Carbonat acid de amoniu}}{NH_4HCO_3}$$

b. Obținerea carbonatului acid de sodiu prin tratarea carbonatului acid de amoniu cu clorura de sodiu:

$$\underset{\text{Carbonat acid de amoniu}}{NH_4HCO_3} + \underset{\text{Clorură de sodiu}}{NaCl} = \underset{\text{Carbonat acid de sodiu}}{NaHCO_3\downarrow} + \underset{\text{Clorură de amoniu}}{NH_4Cl}$$

c. Obținerea carbonatului neutru de sodiu prin calcinarea carbonatului acid de sodiu:

$$\underset{\text{Carbonat acid de sodiu}}{2NaHCO_3} \xrightarrow{t^\circ C} \underset{\text{Carbonat neutru de sodiu}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

Dioxidul de carbon necesar se obține prin descompunerea termică a carbonatului de calciu:

$$\underset{\text{Carbonat de calciu}}{CaCO_3} \xrightarrow{900^\circ C} \underset{\text{Oxid de calciu}}{CaO} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow}$$

Subprodusele rezultate (clorura de amoniu, NH_4Cl și oxidul de calciu, CaO) sunt folosite pentru obținerea amoniacului care reintră în circuitul de fabricație:

$$\underset{\text{Clorură de amoniu}}{2NH_4Cl} + \underset{\text{Oxid de calciu}}{CaO} = \underset{\text{Amoniac}}{2NH_3\uparrow} + \underset{\text{Clorură de calciu}}{CaCl_2} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

Metoda este folosită la noi în țară la Govora și Ocna Mureșului.

8.7.2. Carbonatul de calciu $CaCO_3$

Se găsește în natură sub formă de calcar (în Carpații Meridionali și Apuseni), cretă și marmură (la Rușchița, Vașcău, Niculițel). Oasele și cojile de ouă conțin, de asemenea, carbonat de calciu. Din punct de vedere fizic, carbonatul de calciu pur este o substanță solidă, incoloră și insolubilă în apă.

Din punct de vedere chimic, așa cum s-a văzut în paragrafele anterioare, carbonatul de calciu se descompune termic la 900°C (v. 8.5.2.1) și reacționează cu acizii cu efervescență (v. 8.5.2.2).

Deosebit de importantă pentru circuitul carbonatului de calciu în natură este solubilitatea diferită a carbonatului neutru de calciu, $CaCO_3$ și a carbonatului acid de calciu, $Ca(HCO_3)_2$.

Dioxidul de carbon, în prezența apei, reacționează cu carbonatul neutru de calciu, transformându-l în carbonat acid de calciu solubil:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$$

$CaCO_3$	H_2O	CO_2	$Ca(HCO_3)_2$
Carbonat de calciu	Apă	Dioxid de carbon	Carbonat acid de calciu

La cald, are loc reacția inversă:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

$Ca(HCO_3)_2$	$CaCO_3$	CO_2	H_2O
Carbonat acid de calciu	Carbonat de calciu	Dioxid de carbon	Apă

Dizolvarea carbonatului de calciu, $CaCO_3$, din munții calcaroși de către dioxidul de carbon, CO_2, în prezența apei, a condus la formarea stalactitelor și stalagmitelor din peșteri.

Exerciții și probleme recapitulative

1) Cum se explică faptul că nemetalul carbon și semimetalul siliciu se găsesc în aceeași grupă cu metalele staniul și plumbul?

2) De ce carbonul ($Z = 6$) are caracter electroneutru, iar oxigenul ($Z = 8$) are caracter electronegativ?

3) În ce sens crește caracterul electronegativ al elementelor din perioada a 2-a: de la carbon spre fluor, sau de la fluor spre carbon? Explicați răspunsul.

4) Se dă șirul transformărilor de mai jos:

$$C \longrightarrow CO \longrightarrow CO_2 \begin{cases} \longrightarrow H_2CO_3 \\ \longrightarrow CaCO_3 \end{cases}$$

și se cere:

— să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare;
— să se specifice condițiile în care au loc procesele chimice cuprinse în schemă;
— să se arate importanța practică a acestor procese.

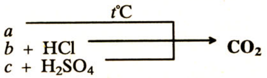
5) Stabiliți în ce constau greșelile cuprinse în afirmațiile de mai jos:

— carbonul se găsește liber în natură sub forma dioxidului de carbon;
— oxizii carbonului sunt: monoxidul de carbon, CO; dioxidul de carbon, CO_2; trioxidul de carbon, CO_3;
— acidul carbonic, H_2CO_3 este un acid tare, care poate fi folosit la obținerea acizilor: clorhidric, HCl, și sulfuric, H_2SO_4.

6) Care din reacțiile de mai jos sunt posibile și care sunt imposibile:

$$C + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$
$$CO + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$
$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$
$$H_2CO_3 + Cu \longrightarrow CuCO_3 + H_2\uparrow$$
$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

7) Stabiliți ce substanțe trebuie folosite în locul literelor *a, b, c* pentru a obține, pe lângă alți produși, dioxid de carbon:



Ce aplicații își găsesc aceste reacții?

8) Se ard 160 kg cărbune cu 75% carbon pur, iar produsul rezultat se barbotează într-o soluție de apă de var. Masa precipitatului rezultat este: a) 10^3 kg; b) 10^2 kg; c) 13 333 kg; d) $13\cdot 10^3$ kg.

9) Se tratează *x* g de soluție de carbonat de sodiu de concentrație 60% cu 200 g soluție de HCl de concentrație 30%. În urma reacției se obțin *y* g clorură de sodiu. Valorile lui *x* și *y* sunt: a) $x = 14{,}52$ g sol, $y = 9{,}61$ g NaCl; b) $x = 290{,}4$ g sol, $y = 96{,}16$ g NaCl; c) $x = 145{,}20$ g sol, $y = 96{,}16$ g NaCl; d) $x = 145{,}20$ g sol, $y = 192{,}32$ g NaCl.

10) O masă de 243,9 g calcar cu 18% impurități se tratează cu o soluție de H_2SO_4. Cantitatea *x* de precipitat rezultat și masa *m* de gaz dezvoltat sunt: a) $x = 331{,}70$ g $CaSO_4$, $m = 107{,}31$ g CO_2; b) $x = 136$ g $CaSO_4$, $m = 2{,}43$ moli CO_2; c) $x = 2{,}43$ moli $CaSO_4$, $m = 2$ moli CO_2; d) $x = 2$ moli $CaSO_4$, $m = 88$ g CO_2.

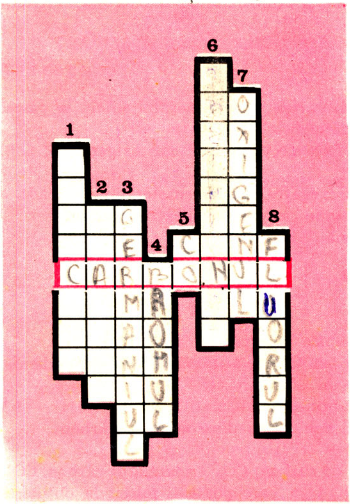


Fig. 8.18. Rebus chimic

11) Completați șirul orizontal și coloanele verticale din figura 8.18, după indicațiile următoare:

(Se vor folosi denumirile articulate ale elementelor.)

Orizontal 1. Primul element al grupei IV^a.

Vertical 1. Element cu proprietăți asemănătoare carbonului, dar cu caracter semimetalic.
2. Metal folosit la cositoritul vaselor de cupru.
3. Element situat la mijlocul grupei IV^a.
4. Singurul nemetal lichid.
5. Formula unicului compus al carbonului, în care acesta are covalența 2.
6. Element situat în aceeași perioadă cu carbonul, dar în grupa V^a.
7. Gaz incolor, care întreține arderea și se găsește în aer.
8. Elementul cu caracterul cel mai electronegativ.

II Metale

9 Caractere generale ale metalelor

9.1. Poziția metalelor în sistemul periodic

După proprietățile fizice și chimice, elementele se împart în două mari categorii: *metale* și *nemetale.*

Metalele sunt cele mai numeroase elemente. Grupele principale I și II, precum și grupele secundare conțin numai metale. În grupele principale III, IV, V și VI există atât elemente cu caracter nemetalic (la începutul grupei), cât și elemente cu caracter metalic (la sfârșitul grupei, v. fig. 1.7).

Cele două clase de elemente se deosebesc prin proprietățile lor caracteristice. Totuși, trecerea de la metale la nemetale se face lent. Elementele care prezintă atât proprietăți de nemetal cât și de metal sunt denumite *semimetale* (siliciul, germaniul, stibiul și elementele din imediata lor vecinătate).

9.2. Proprietățile fizice ale metalelor

Analizând comparativ proprietățile cunoscute din viața de toate zilele ale aluminiului, cuprului, ferului, cu cele ale cărbunelui, sulfului, oxigenului și hidrogenului, pot fi deduse principalele proprietăți fizice caracteristice metalelor, care le diferențiază pe acestea de nemetale (tabelul 9.1.).

Tabelul 9.1

Nr. crt.	Proprietatea fizică comparată	Metalele	Nemetalele
1.	Starea de agregare la temperatura obișnuită (condiții normale)	Sunt solide, cu excepția mercurului Hg, care este lichid	Se prezintă sub toate cele trei stări de agregare: gaze (O_2, H_2., N_2, Cl_2 etc.). lichid (Br_2); solide (S, C, P, I etc.)
2.	Aspectul	Prezintă luciu metalic datorită reflexiei luminii pe suprafața metalică	Sunt mate, nu reflectă razele luminoase
3.	Culoarea	Se împart în: – argintii (Ag , Sn, Al etc.) – colorate: galben (Au), roșiatic (Cu)	Marea majoritate sunt colorate

<table>
<tr><th>Nr. crt.</th><th>Proprietatea fizică comparată</th><th>Metalele</th><th>Nemetalele</th></tr>
<tr><td>4.</td><td>Conductibilitatea termică și electrică.</td><td>Sunt bune conducătoare de căldură și electricitate. Argintul, cuprul, aurul și aluminiul conduc cel mai bine căldura și electricitatea (fig. 9.1)

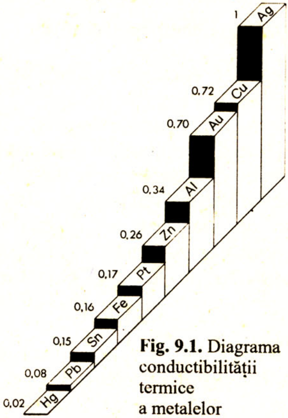
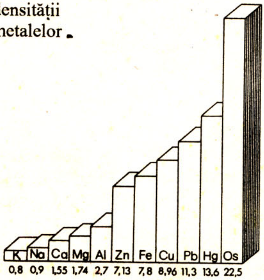
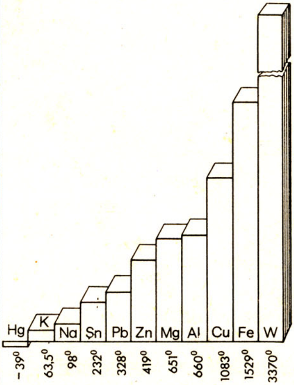


Fig. 9.1. Diagrama conductibilității termice a metalelor</td><td>Nu conduc căldura și electricitatea. Excepție face grafitul, care este un bun conducător electric.</td></tr>
<tr><td>5.</td><td>Densitatea</td><td>Variază în limite foarte largi

Se împart în două categorii:
- ușoare: (densitatea mai mică decât 5 g/cm³)
- grele: (densitatea mai mare decât 5 g/cm³) (fig. 9.2.)

Fig. 9.2. Diagrama densității metalelor.


</td><td>Densitatea gazelor se raportează la aer (densitate relativă), iar cea a lichidelor și solidelor la apă.</td></tr>
</table>

Nr. crt.	Proprietatea fizică comparată	Metalele	Nemetalele
		Variază în limite largi	
6.	Temperatura de topire	Metalele grele au puncte de topire mai ridicate decât cele ușoare (fig. 9.3)  **Fig. 9.3.** Diagrama temperaturilor de topire a metalelor.	
7.	Solubilitatea	Sunt insolubile în apă și solvenți organici. În topitură, metalele se dizolvă unele în altele (prin răcire se obțin aliajele, amestecuri de metale în stare solidă).	Au solubilitate foarte diferită, atât în apă, cât și în solvenți organici.

9.3. Proprietățile mecanice ale metalelor

> Imaginați alte moduri de reprezentare grafică privind variația unor proprietăți ale metalelor.

Proprietățile mecanice ale metalelor sunt proprietăți care caracterizează comportarea acestora sub acțiunea forțelor exterioare sau a șocurilor.

Cele mai importante caracteristici mecanice ale metalelor sunt: rezistența, plasticitatea, duritatea.

9.3.1. Rezistența

Activitate independentă a elevilor

Într-un mojar încercați rezistența la sfărâmare a unor bucăți de cărbune și de metal. Ce observați?

Experiența dovedește că metalul supus la aceeași presiune ca și cărbunele nu suferă modificări sesizabile.

Spre deosebire de nemetale, metalele nu sunt casante (rezistă la șocuri, nu se sfărâmă).

9.3.2. Plasticitatea

> Cunoașteți o prelucrare a oțelului pe baza plasticității?

Metalele pot suferi deformări fără a se rupe (sunt plastice). Plasticitatea metalelor se poate manifesta în două feluri:

– maleabilitate, proprietatea de a putea fi trase în foi, prin presare, cu ajutorul laminorului (fig. 9.4);

– ductilitate, proprietatea de a putea fi trase în fire cu ajutorul filierelor (fig. 9.5).

Plasticitatea crește odată cu temperatura, motiv pentru care prelucrarea metalelor se face la cald.

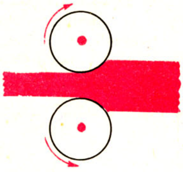


Fig. 9.4. Principiul laminorului.

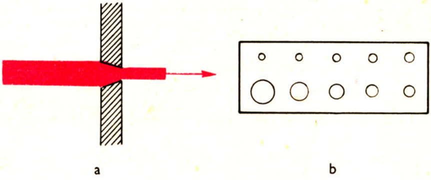


Fig. 9.5. Principiul filierei.

9.3.3. Duritatea

Duritatea metalelor este foarte diferită; întâlnim metale moi (metalele alcaline), dar și foarte dure (cromul Cr, wolframul W etc.).

Duritatea substanțelor chimice se exprimă în raport cu diamantul, căruia i se atribuie valoarea 10 (fig. 9.6).

Numiți cel puțin un metal, care, fiind foarte moale, poate fi tăiat cu cuțitul.

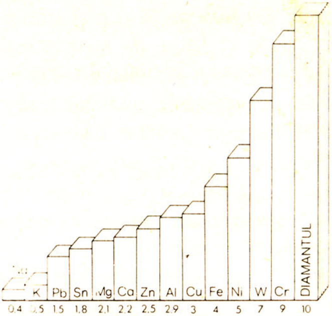


Fig. 9.6. Diagrama durității metalelor. →

9.4. Aliaje

Aliajele sunt soluții solide a două sau mai multe metale diferite.

Aliajele se obțin fie prin topirea amestecului celor două sau mai multe metale, fie prin adăugarea unuia dintre componenți în topitura celuilalt și răcirea topiturii.

Denumirea de soluții solide este îndreptățită, deoarece întotdeauna, într-un aliaj, unul dintre metale se găsește în cantitate preponderentă, iar aliajele sunt sisteme omogene întocmai ca soluțiile lichide. Aliajele prezintă o importanță practică mai mare decât a metalelor pure, deoarece au proprietăți îmbunătățite în comparație cu cele ale metalului de bază. Numai rareori sunt utilizate metalele în stare pură.

Astfel, în general, temperatura de topire a aliajului este mai joasă decât a componentului cu cel mai coborât punct de topire, iar duritatea, rezistența mecanică și chimică mai mare decât a metalelor pure.

Cele mai importante aliaje sunt prezentate mai jos.

Fonta, aliaj al ferului cu 2–5% carbon și alte elemente în cantități reduse: S, P, Si, Mn etc. După cantitatea de carbon și după forma sub care-l conține, există fonte albe și fonte cenușii.

Din fontă se confecționează calorifere, radiatoare, diferite piese de mașini etc.

Fonta este dură, dar casantă, astfel încât nu poate fi prelucrată prin forjare sau presare, ci numai prin turnare și tăiere. Aliajul ferului cu un conținut de carbon mai mic de 0,2% este moale și se poate prelucra prin forjare.

Oțelul este un aliaj al fierului cu 0,2–1,7% C alături de cantități reduse de Si, P, Mn și S. Oțelul este dur și, în același timp, elastic, maleabil, putând fi prelucrat ușor. Oțelul cu un conținut de aproximativ 1,4% C este foarte dur. Prin introducerea unor cantități mici de Ni, Cr, Mn, V, Mo și W se obțin oțeluri speciale, care au o mare rezistență la acțiunea agenților chimici, și care își păstrează duritatea până la incandescență. Duritatea oțelului poate fi mărită prin călire, operație care constă în răcirea bruscă a oțelului (se cufundă oțelul incandescent în apă sau ulei rece).

> Oțelurile sunt folosite pentru confecționarea obiectelor inoxidabile, a aparatelor de precizie etc.

Duraluminiul este un aliaj al aluminiului cu cupru, siliciu, magneziu și mangan cu densitate mică și duritate mare. Fiind de trei ori mai ușor decât oțelul, se folosește în industria aeronautică.

Alama este un aliaj de cupru și zinc, din care se confecționează țevi, robinete, aparate etc.

Bronzul este un aliaj tot al cuprului, dar cu staniu, din care se confecționează cuzineți, lagăre, angrenaje, statui etc.

Constantanul, aliaj al cuprului cu nichelul, este folosit în industria electrotehnică.

Aliajul de lipit metale este realizat din staniu și plumb.

Aliajul de tipografie cuprinde staniu, stibiu și plumb și se utilizează la confecționarea literelor de tipar.

Amalgamul este aliajul mercurului cu diferite metale. În general, amalgamul se obține fie prin adăugarea mercurului la un metal alcalin topit, fie prin reacții de dublu schimb cu amalgamul de sodiu.

Aliajele au o largă și foarte diversă utilizare tehnică.

9.5. Proprietățile chimice ale metalelor

9.5.1. Generalități

Comportarea chimică deosebită a metalelor de cea a nemetalelor se datorează configurației învelișului electronic exterior al atomilor respectivi.

Din capitolul 1 se știe că atomii celor mai multe metale conțin maximum trei electroni în stratul de valență (metalele alcaline 1 e^-, metalele alcalino-pământoase 2e^-, aluminiul 3e^-, metalele din grupele secundare 1–2e^-).

Datorită numărului mic de electroni de pe ultimul strat, metalele au un puternic caracter electropozitiv. Atomii metalelor, în reacție cu elementele electronegative, cedează electroni formând ioni pozitivi (v. pag. 13). Deci, metalele sunt elemente cu caracter electropozitiv.

Ce tip de legătură se stabilește între metale și elemente cu caracter electronegativ?

Procesele de ionizare ale metalelor din grupele I, II și III pot fi exprimate sub formă generală în modul următor:

$$M\cdot \longrightarrow M^{+1} + 1e^- \quad \text{sau} \quad M^{I} \longrightarrow M^{+} + e^-$$

Atom metalic monovalent — Ion metalic monovalent

$$M: \longrightarrow M^{2+} + 2e^- \quad \text{sau} \quad M^{II} \longrightarrow M^{2+} + 2e^-$$

Atom metalic divalent — Ion metalic divalent

$$\dot{M}: \longrightarrow M^{3+} + 3e^- \quad \text{sau} \quad M^{III} \longrightarrow M^{3+} + 3e^-$$

Atom metalic trivalent — Ion metalic trivalent

Particularizați cazurile generale pentru următorii atomi: K, Ca, Al.

Variația caracterului electrochimic în grupele principale este indicată în figura 9.7 prin săgeți. Figura reprezintă schematic forma scurtă a sistemului periodic, din care lipsesc hidrogenul, heliul și grupa gazelor rare.

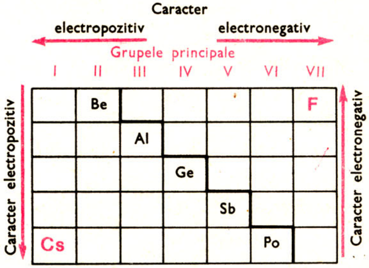


Fig. 9.7. Variația caracterului electrochimic al elementelor.

Concluzii

– electrovalența metalelor este pozitivă, și egală cu numărul electronilor cedați; egală deci cu numărul grupei;

– caracterul electropozitiv crește în grupă de sus în jos (cesiul, Cs este cel mai electropozitiv element);

– caracterul electronegativ scade în grupă de sus în jos (fluorul, F este elementul cu caracterul electronegativ cel mai puternic).

Metalele reacționează atât cu substanțele simple, cât și cu substanțele compuse.

9.5.2. Reacția metalelor cu halogenii

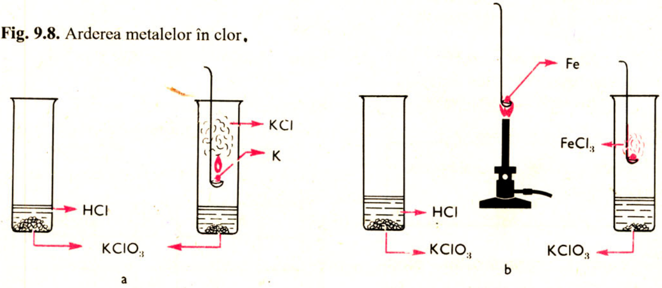
Demonstrație experimentală

În trei cilindri acoperiți se prepară clor, la rece, din clorat de potasiu și acid clorhidric.

Atenție! Nu inspirați gazul dezvoltat, întrucât este toxic.

În primul cilindru se introduce într-o lingură de ars o bucată mică de potasiu, curățată de stratul de oxid (fig. 9.8, a).

Fig. 9.8. Arderea metalelor în clor.



Atenție! Potasiul se mânuiește cu foarte multă precauție, evitându-se orice atingere cu mâna și contactul cu apa.

Se observă aprinderea potasiului și formarea unui fum alb de clorură de potasiu.

$$\underset{\text{Potasiu}}{2K} + \underset{\text{Clor}}{Cl_2} = \underset{\text{Clorură de potasiu}}{2KCl}$$

Atenție! Imediat după terminarea unei experiențe se introduce cilindrul folosit sub nișă. Toată sticlăria utilizată se va spăla după încheierea orei.

În cel de-al doilea cilindru se introduce o lingură de ars cu pilitură de fer adusă la incandescență.

Ferul arde în clor cu scântei strălucitoare (fig. 9.8, b), formând un fum brun-roșcat, datorită clorurii de fer (III) $FeCl_3$ rezultate:

$$\underset{\text{Fer}}{2Fe} + \underset{\text{Clor}}{3Cl_2} = \underset{\text{Clorură de fer (III)}}{2FeCl_3}$$

În ultimul cilindru se introduce o foiță de cupru încălzită în prealabil până la roșu.

În atmosferă de clor cuprul își menține incandescența (fig. 9.8, c). După reacție, soluția din cilindru se colorează în verde, din cauza picăturilor de clorură de cupru $CuCl_2$ care se desprind de pe foița de cupru și cad în cilindru:

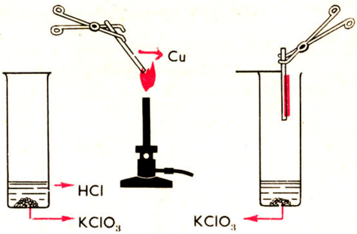


Fig. 9.8. c. Arderea cuprului în clor.→

> Comparați reactivitatea chimică a elementelor K, Fe, Cu, în funcție de reacțiile lor cu clorul.

$$\underset{\text{Cupru}}{Cu} + \underset{\text{Clor}}{Cl_2} = \underset{\text{Clorură de cupru (II)}}{CuCl_2}$$

Teme de control

1. Întrucât majoritatea clorurilor metalelor sunt compuși ionici, scrieți ecuațiile proceselor de formare a ionilor metalelor și a clorului, prin transfer de electroni.

2. Ați observat din experiențele realizate de profesor și din ceea ce este ilustrat în figurile 9.8, a, b și c, că metalele ard în clor. Se cere:

a) Stabiliți cărei categorii de reacții chimice aparțin arderile metalelor în clor?

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

9.5.3. Reacțiile metalelor cu oxigenul, sulful, apa, acizii și sărurile

Demonstrație experimentală

> Cum variază reactivitatea în grupa I[a] a sistemului periodic?

Se așază pe două sticle de ceas o bucată de sodiu, respectiv una de potasiu, proaspăt tăiate și perfect curățate de stratul de oxid (fig. 9.9). După 1–2 minute, potasiul se aprinde, iar sodiul fumegă.

În ambele cazuri se formează oxizi:*

Fig. 9.9.
Arderea sodiului și potasiului în aer

$$\underset{\text{Potasiu}}{4K} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Oxid de potasiu}}{2K_2O}$$

$$\underset{\text{Sodiu}}{4Na} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Oxid de sodiu}}{2Na_2O}$$

* În timpul arderii sodiului și potasiului se formează și alți oxizi, pe care îi veți studia în anii superiori.

Activitate independentă a elevilor

Tema 1: Arderea metalelor în aer

Sarcini de lucru. Presărați pulberi metalice (Zn, Fe, Cu, Mg) în flacăra unui bec. (fig. 9.10). Ce observați? Confruntați observațiile cu informațiile din figură.

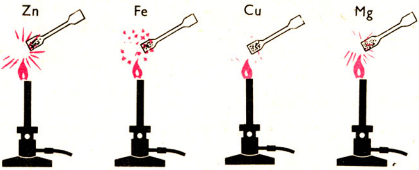


Fig. 9.10. Arderea metalelor în aer.

Tema 2: Reacția metalelor cu sulful

Sarcini de lucru. Plasați la cele patru colțuri ale azbestului unei site cantități mici din următoarele amestecuri stoechiometrice (Fe + S, Al + S, Zn + S, Mg + S). Încălziți puternic sita (fig. 9.11). Ce observați?

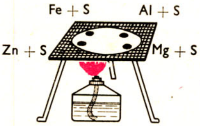
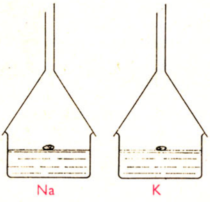


Fig. 9.11. Reacția de combinare a metalelor cu sulful.

Atenție! Nu stați aplecați deasupra sitei. Reacțiile sunt însoțite de ușoare explozii și porțiuni incandescente din amestec se împrăștie în jur.

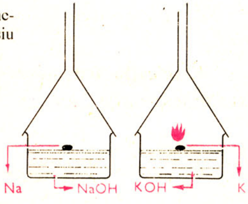
Tema 3: Reacția metalelor cu apa

Sarcini de lucru. Urmăriți experiențele executate de profesor. Într-un cristalizor cu apă se introduce o bucată de potasiu, iar în altul o bucată de sodiu. Se acoperă fiecare cristalizor cu o pâlnie de sticlă (fig. 9.12, a).



a

Fig. 9.12. Descompunerea apei de către potasiu și sodiu.



b

Atenție! Respectați indicațiile anterioare referitoare la manipularea sodiului și potasiului.

După terminarea reacțiilor, încercați acțiunea soluției asupra indicatorilor, folosind fie hârtie roșie de turnesol, fie soluție alcoolică de fenolftaleină. Ce remarcați?

Corespund observațiile făcute cu informațiile din figura 9.12, b?

Tema 4: Reacția metalelor cu acizii

> În ce tip de reacție se încadrează reacțiile dintre metale și apă? Dar cele dintre metale și acizi?

Sarcini de lucru. Turnați soluție de acid clorhidric în trei eprubete conținând granule de zinc, cuie de fier și sârmă de cupru (fig. 9.13, a). Aprindeți gazul care se degajă. Ce observați?

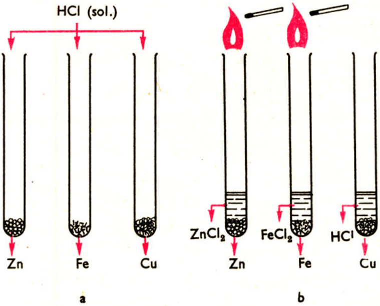


Fig. 9.13. Acțiunea acizilor asupra metalelor.

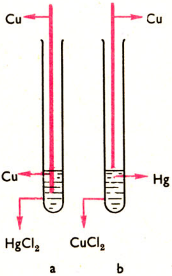


Fig. 9.14. Reacția dintre cupru și clorură de mercur.

Confruntați produșii rezultați cu cei indicați în figura 9.13, b.

Tema 5: Reacția metalelor cu sărurile

Sarcini de lucru. Introduceți o sârmă de cupru în soluție incoloră de clorură de mercur (II) (fig. 9.14, a). Ce observați?

Confruntați observațiile voastre cu informațiile din figura 9.14, b. Ați regăsit produșii indicați?

Explicația fenomenelor. *Tema 1.* Metalele ard în aer cu formarea oxizilor respectivi:

$2Zn$	+	O_2	=	$2ZnO$;	$3Fe$	+	$2O_2$	=	Fe_3O_4
Zinc		Oxigen		Oxid de zinc	Fer		Oxigen		Oxid de fer
$2Cu$	+	O_2	=	$2CuO$;	$2Mg$	+	O_2	=	$2MgO$
Cupru		Oxigen		Oxid de cupru	Magneziu		Oxigen		Oxid de magneziu

Reactivitatea metalelor se poate deduce după intensitatea luminoasă a scânteilor (magneziul arde cu lumină orbitoare, zincul cu scântei alb-verzui, ferul cu scântei galbene și cuprul cu scântei galben-roșcate).

Aranjați elementele Fe, Cu, Zn, Mg în ordinea reactivității lor chimice.

Tema 2. Amestecurile de metal și sulf se aprind în ordinea reactivității metalului formând sulfurile respective:

Mg	+	S	=	MgS
Magneziu		Sulf		Sulfură de magneziu
2Al	+	3S	=	Al_2S_3
Aluminiu		Sulf		Sulfură de aluminiu

Zn	+	S	=	ZnS
Zinc		Sulf		Sulfură de zinc
Fe	+	S	=	FeS
Fer		Sulf		Sulfură de fer

Tema 3. Metale alcaline descompun apa cu degajare de hidrogen. Acesta se aprinde și arde cu flacără violetă în vapori de potasiu și cu flacără galbenă în vapori de sodiu.

2K	+	$2H_2O$	=	2KOH	+	$H_2\uparrow$
Potasiu		Apă		Hidroxid de potasiu		Hidrogen
2Na	+	$2H_2O$	=	2NaOH	+	$H_2\uparrow$
Sodiu		Apă		Hidroxid de sodiu		Hidrogen

Tema 4. Unele metale (Zn, Fe) substituie hidrogenul din acizi cu formarea sărurilor respective:

Zn	+	2HCl	=	$ZnCl_2$	+	$H_2\uparrow$
Zinc		Acid clorhidric		Clorură de zinc		Hidrogen
Fe	+	2HCl	=	$FeCl_2$	+	$H_2\uparrow$
Fer		Acid clorhidric		Clorură de fer (II)		Hidrogen

Efervescența puternică în cazul zincului și mai scăzută în cazul ferului indică o scădere a reactivității acestor metale. Cuprul nu substituie hidrogenul din hidracizi (v. Acidul clorhidric).

Cunoașteți o reacție chimică în care cuprul este scos dintr-o sare de un alt element? Scrieți ecuația acestei reacții.

Tema 5. Sârma cu cupru, în urma unei reacții de substituție, s-a acoperit cu un strat argintiu de mercur. Soluția s-a colorat în verde datorită clorurii de cupru formate:

Cu	+	$HgCl_2$	=	$CuCl_2$	+	$Hg\downarrow$
Cupru		Clorură de mercur (II)		Clorură de cupru (II)		Mercur

C o n c l u z i i. Majoritatea metalelor reacţionează cu:
– clorul şi formează clorurile respective,
– oxigenul şi formează oxizii respectivi,
– sulful şi formează sulfurile respective,
– apa şi formează hidroxizi sau oxizi,
– acizii şi formează sărurile acidului respectiv,
– săruri şi formează noi săruri.

Teme de control

1. a) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice experimentate, indicând transferul de electroni.

b) Ce tip de ioni formează metalul?

c) Ce comportare au metalele faţă de substanţele compuse (de ex.: apă, acizi)? Motivaţi răspunsul.

2. Se descompune o cantitate de apă cu un mol de potasiu. Aceeaşi cantitate de apă se tratează cu un mol de sodiu. Reacţia având loc până la consumarea completă a metalului în fiecare caz, se cere: care metal eliberează o cantitate mai mare de hidrogen? Răspundeţi pe bază de calcule chimice.

3. Se descompune o cantitate de apă cu 1 gram de potasiu şi aceeaşi cantitate cu 1 gram de sodiu până la consumarea completă a fiecărui metal. Ce cantitate de hidrogen se obţine în fiecare caz în parte?

Comparaţi rezultatele cu cele obţinute la tema nr. 2. De ce sunt diferite rezultatele?

9.6. Seria de activitate

Din lecţia precedentă rezultă că metalele au o reactivitate chimică diferită. Experienţele următoare vor completa cunoştinţele în această privinţă.

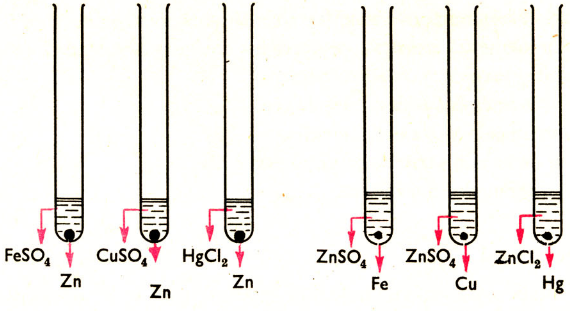
Activitate independentă a elevilor

Tema 1: Acţiunea zincului metalic asupra soluţiilor unor săruri metalice

Sarcini de lucru. Introduceţi câte o granulă de zinc în soluţiile următoarelor săruri: sulfat de fer (II) $FeSO_4$, sulfat de cupru $CuSO_4$, clorură de mercur (II) $HgCl_2$ (fig. 5.15, a).

Lăsaţi eprubetele în stativ 1–2 minute. Ce remarcaţi după acest interval de timp? Urmăriţi în figura 9.15, b.

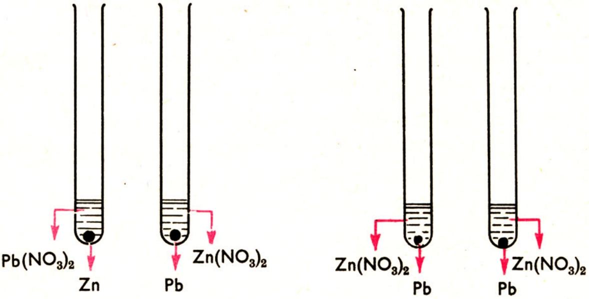
Tema 2: Acţiunea zincului asupra sărurilor de plumb şi acţiunea plumbului asupra sărurilor de zinc.



a b

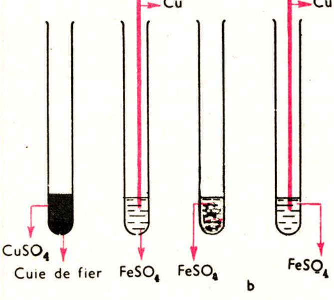
Fig. 9.15. Reacția dintre zinc și săruri ale unor metale.

Sarcini de lucru. Într-o eprubetă cu azotat de plumb, $Pb(NO_3)_2$ introduceți o granulă de zinc, iar în altă eprubetă cu soluție de azotat de zinc, $Zn(NO_3)_2$, o alice de plumb (fig. 9.16, a). Urmăriți cu multă atenție (fig. 9.16, b) și comparați fenomenele din ambele eprubete.



a b

Fig. 9.16. Reacția dintre zinc și azotat de plumb.



Tema 3: Acțiunea ferului asupra sărurilor de cupru și acțiunea cuprului asupra sărurilor de fer

Sarcini de lucru. Într-o eprubetă cu soluție de sulfat de cupru $CuSO_4$ introduceți un obiect de fer (cui, sârmă, cheie etc.), iar în altă eprubetă, în soluție de sulfat de fer introduceți o sârmă sau plăcuță de cupru (fig. 9.17, a). Ce fenomene au loc în timp? Urmăriți figura 9.17, b.

←
Fig.9.17. Reacția dintre fer și sulfat de cupru.

Explicația fenomenelor. *Tema 1.* Zincul substituie ferul, cuprul și mercurul din sărurile lor, acoperindu-se respectiv cu un strat cenușiu de Fe, roșcat de Cu, lucios de Hg:

Zn	+	$FeSO_4$	=	Fe↓	+	$ZnSO_4$
Zinc		Sulfat de fer (II)		Fer		Sulfat de zinc
Zn	+	$CuSO_4$	=	Cu↓	+	$ZnSO_4$
Zinc		Sulfat de cupru		Cupru		Sulfat de zinc
Zn	+	$HgCl_2$	=	Hg↓	+	$ZnCl_2$
Zinc		Clorură de mercur (II)		Mercur		Clorură de zinc

Decolorarea soluțiilor se datorează formării sărurilor de zinc, incolore în soluție apoasă.

Tema 2. Zincul substituie plumbul din săruri (se acoperă cu un strat buretos, cenușiu de plumb), în timp ce reacția inversă nu are loc.

Zn	+	$Pb(NO_3)_2$	=	Pb↓	+	$Zn(NO_3)_2$
Zinc		Azotat de plumb		Plumb		Azotat de zinc

Zincul este deci mai reactiv decât plumbul.

Tema 3. Ferul substituie cuprul din soluția de sulfat de cupru ($CuSO_4$); obiectul de fer se acoperă cu un strat buretos, roșiatic de Cu, iar soluția își modifică culoarea spre verde.

Fe	+	$CuSO_4$	=	Cu↓	+	$FeSO_4$
Fer		Sulfat de cupru		Cupru		Sulfat de fer (II)

Reacția inversă nu se produce, deci ferul este mai reactiv decât cuprul.

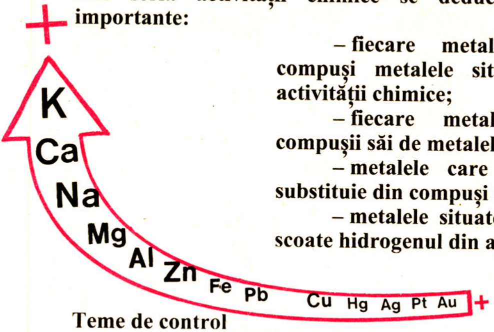
> Încercați să aranjați metalele în ordinea descrescândă a reactivității chimice.

Reactivitatea diferită a metalelor poate fi dedusă și din reacțiile chimice întâlnite în lecțiile anterioare. De exemplu: combinarea metalelor cu clorul, oxigenul, sulful; descompunerea apei de către metale; reacțiile metalelor cu acizii.

Concluzii. Tendința metalelor de a se transforma în ioni prin cedarea electronilor de valență este diferită.

S-a stabilit, experimental, reactivitatea metalelor în ordinea descrescătoare a caracterului lor electropozitiv. S-a obținut astfel așa-numita serie a activității chimice (fig. 9.18).

Din seria activității chimice se deduc următoarele concluzii importante:



– fiecare metal poate substitui din compuși metalele situate după el în seria activității chimice;

– fiecare metal este substituit din compușii săi de metalele care îl precedă;

– metalele care precedă hidrogenul îl substituie din compuși (apă și acizi);

– metalele situate după hidrogen nu pot scoate hidrogenul din apă și acizi.

Fig. 9.18. Seria activității chimice a metalelor.

Teme de control

1. Aveți, la mesele de lucru, două sticle de reactivi neetichetate. Sunteți informați că una din ele conține soluție de clorură de zinc, $ZnCl_2$, iar cealaltă, soluție de azotat de plumb, $Pb(NO_3)_2$. Ambele soluții sunt incolore. Cum puteți identifica cele două săruri din soluție, dacă aveți la dispoziție numai obiecte din oțel: cuie, ace, sârmă. (Indicație: consultați seria de activitate.)

2. Explicați de ce aurul și platina nu-și pierd luciul și culoarea în aer.

3. a) Care dintre perechile de reactanți de mai jos reacționează și de ce?

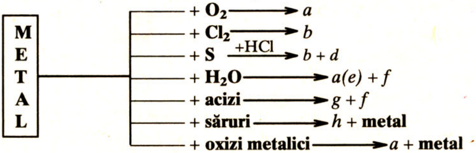
$Mg + HCl$	$\longrightarrow$	$Au + Hg(NO_3)_2$	$\longrightarrow$
$Ag + Cu(NO_3)_2$	$\longrightarrow$	$Mg + AlCl_3$	$\longrightarrow$
$Cu + HCl$	$\longrightarrow$	$Hg + AgNO_3$	$\longrightarrow$

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicând transferul de electroni.

c) Faceți o paralelă între reactivitatea metalelor cunoscută din practică și demonstrată în laborator.

Exerciții și probleme recapitulative

Stabiliți proprietățile chimice ale metalelor utilizând informațiile din schema de mai jos:



1) Care sunt compușii corespunzători literelor din schemă?

2) Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

3) Cărui tip de reacție chimică aparțin primele trei reacții? Dar ultimele patru?

4) În reacția dintre metal și apă, când se obțin oxizi (a) și când hidroxizi (e)?

5) Există o posibilitate de a prevedea dacă va avea loc reacția dintre un metal și sarea unui alt metal în soluție?

6)* Particularizați schema proprietăților chimice pentru anumite metale și anumiți reactanți (de exemplu Cl, Br, H_2SO_4). Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

7) Un mol de sodiu reacționează cu apa. Cantitatea de hidrogen degajată (exprimată în moli și grame) este: a) 1 mol = 1 g H_2; b) 0,5 moli = 1 g H_2; c) 0,5 moli = 2 g H_2; d) 1mol = 2 g H_2.

8) Cantitatea de potasiu necesară pentru a obține 1 g de H_2, în urma reacției cu apa, este: a) 39 kg = 1 mol K; b) 39 g = 1 kmol K; c) 39 g = 1 mol K; d) 78 g = 2 moli K.

9) O masă *x* de magneziu se tratează cu o soluție de acid clorhidric și rezultă 9,5 g clorură de magneziu și *y* moli de hidrogen. Valorile lui *x* și *y* sunt:
a(x =2,4 g Mg, y =0,1 moli H_2; b) x = 2.4 g Mg, y = 1 mol H_2; c) x = 0,1 moli, y = 0,2 g H_2; d) x = 24 g Mg, y = 1 g H_2.

10) Un gram de sodiu și cinci grame de amalgam de sodiu, cu compoziția procentuală 80% Hg și 20% Na reacționează separat cu apa. Se cere:

1. Să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice.
2. Să se calculeze masa hidroxidului de sodiu și numărul de moli de hidrogen obținut în fiecare caz, dacă reacțiile decurg până la consumarea completă a metalului activ:
   a) 17,4 g NaOH și 23 g H_2; b) 174 g NaOH și 2,3 g H_2; c) 0,17 g NaOH și 0,23 g H_2; d) 1,74 g NaOH și 0,02174 moli H_2.
3. Să se compare și să se explice rezultatele obținute.

11) O masă de 30 g aliaj de Cu și Zn este tratată cu soluție de acid clorhidric. Știind că numai zincul reacționează cu acidul clorhidric și că din reacție rezultă 0,6 g hidrogen, să se determine compoziția procentuală a aliajului: a)50% Zn și 50% Cu; b) 60% Zn și 40% Cu; c) 65% Zn și 35% Cu; d) 70% Zn și 30% Cu.

12) Completați șirul orizontal și coloanele verticale din figura 9.19.

Orizontal

1. Degajare energică de gaz într-o reacție chimică.

Vertical

1. Proprietate după care metalele se împart în ușoare și grele.
2. Element chimic cu caracterul electronegativ cel mai puternic.
3. Coloanele din sistemul periodic.
4. Denumirea curentă a produsului care acoperă obiectele de fer, când acestea sunt ținute în aer umed.
5. Ion metalic (din punct de vedere electric.)
6. Sodiu, potasiu, calciu, fluor, clor, sulf, oxigen etc. într-un cuvânt.
7. Varietatea de cărbune utilizată în industrie.
8. Metal ce intră în compoziția varului.
9. Șiruri orizontale în sistemul periodic.
10. Metal cu $Z = 11$ și $A = 23$.
11. Structură electronică pe care tind să o realizeze majoritatea elementelor în procesul de ionizare.
12. Metal situat în perioada a 3-a, grupa III[a].

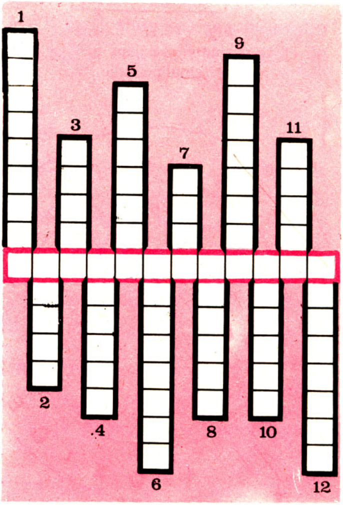


Fig.9.19. Rebus chimic.

* Pentru cercul de chimie.

10 Aluminiul Al

10.1. Structura atomului de aluminiu

Așa cum rezultă din figurile 10.1 și 10.2, aluminiul se găsește în sistemul periodic în grupa III[a], perioada a 3-a.

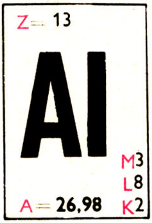


Fig. 10.1. Căsuța aluminiului din sistemul periodic.

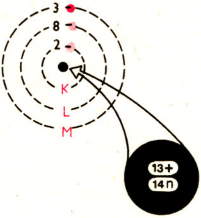


Fig. 10.2. Structura atomului de aluminiu.

Având trei electroni pe ultimul strat, care pot fi pierduți ușor, aluminiul are caracter metalic.

> Ce indică grupa în care se găsește aluminiul? Dar perioada?

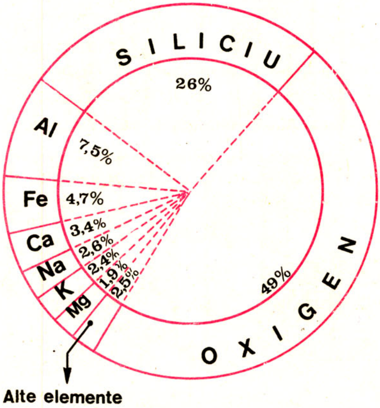


Fig. 10.3. Răspândirea elementelor în natură.

10.2. Starea naturală a aluminiului

Aluminiul se găsește numai sub formă de compuși. Este al treilea element din ordinea răspândirii în natură (fig. 10.3).

Cei mai importanți compuși naturali ai aluminiului sunt:

– argilele (se găsesc în Câmpia Dunării și în Dobrogea);

– oxidul de aluminiu, care poate apărea hidratat sau nehidratat, incolor sau diferit colorat. Bauxita, constituită din oxid de aluminiu hidratat $Al_2O_3 \cdot H_2O$, impurificat cu alți oxizi, se găsește la noi în țară în Munții Bihorului și Pădurea Craiului.

> Varietățile colorate ale oxidului de aluminiu sunt folosite ca pietre semiprețioase: corindon, safir, rubin.

10.3. Obținerea aluminiului

La scară industrială, aluminiul se obține prin electroliza topiturii oxidului de aluminiu, Al_2O_3, în amestec cu criolitul (o fluorură dublă de aluminiu și sodiu) care are rolul de a scădea temperatura de topire a Al_2O_3. Deși mecanismul electrolizei este complex, el se poate reprezenta schematic astfel:

Al_2O_3 topit — electroliză →
- Catod: Aluminiu, Al
- Anod: Oxigen, O_2

La noi în țară, oxidul de aluminiu, Al_2O_3 (sau alumina) se obține din bauxită la Oradea și Tulcea, iar aluminiul pur se obține prin electroliza Al_2O_3 la Slatina.

10.4. Proprietățile fizice ale aluminiului

Aluminiul este un metal alb argintiu, cu densitate mică (2,7 g/cm^3), cu conductibilitate termică și electrică ridicate. Este ductil (poate fi tras în fire), este maleabil (poate fi tras în foi), are punct de topire scăzut (660°C) și se dizolvă în topitura altor metale, formând soluții solide (aliaje) ușoare (v. cap. 9.4.).

Proprietățile fizico-mecanice deosebite ale aluminiului fac ca acesta să fie unul din cele mai importante metale din industria unei țări.

10.5. Proprietățile chimice ale aluminiului

Structura atomului de aluminiu (fig. 10.2) explică tendința acestuia de a ceda electroni și a forma, în reacții cu elementele cu caracter electronegativ, ionul Al^{3+} cu configurație stabilă de octet:

$$\dot{Al}: \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$$

Atom de aluminiu → Ion de aluminiu

Formarea ionului de aluminiu prin cedare de trei electroni indică atât trivalența, cât și acțiunea reducătoare a aluminiului metalic.

Deși aluminiul este elementul cu caracterul cel mai electropozitiv dintre metalele uzuale (v. seria de activitate a metalelor, p. 156), în aer se acoperă cu o peliculă foarte subțire, aderentă, de oxid de aluminiu, Al_2O_3, care îl ferește de acțiunea oxigenului, fapt ce duce la o mare stabilitate a obiectelor din aluminiu.

Datorită acestei proprietăți, aluminiul se utilizează la confecționarea vaselor de bucătărie.

Aluminiul prezintă toate proprietățile chimice ale metalelor. Din lecțiile anterioare (despre clor, oxigen, metale) pot fi deduse următoarele proprietăți chimice ale acestui metal:

– **reacționează cu clorul, formând clorura de aluminiu $AlCl_3$.** Aluminiul pulbere, aprins în aer, continuă să ardă în atmosferă de clor:

$$\underset{\text{Aluminiu}}{2Al} + \underset{\text{Clor}}{3Cl_2} = \underset{\text{Clorură de aluminiu}}{2AlCl_3}$$

– **reacționează, la cald, cu oxigenul din aer** (**fig. 10.4**), **formând oxidul de aluminiu, Al_2O_3** care se prezintă sub forma unei pulberi albe:

$$\underset{\text{Aluminiu}}{4Al} + \underset{\text{Oxigen}}{3O_2} = \underset{\text{Oxid de aluminiu}}{2Al_2O_3}$$

Fig. 10.4. Arderea aluminiului în oxigen.

– **reacționează exploziv cu sulful, formând sulfura de aluminiu, Al_2S_3:**

$$\underset{\text{Aluminiu}}{2Al} + \underset{\text{Sulf}}{3S} = \underset{\text{Sulfură de aluminiu}}{Al_2S_3}$$

– **reacționează cu acizii, cu excepția acidului azotic, formând sarea de aluminiu a acidului respectiv, cu degajare de hidrogen** (fig. 10.5);

$$\underset{\text{Aluminiu}}{2Al} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{6HCl} = \underset{\text{Clorură de aluminiu}}{2AlCl_3} + \underset{\text{Hidrogen}}{3H_2\uparrow}$$

Pe această proprietate se bazează utilizarea vaselor din aluminiu pentru păstrarea și manipularea acidului azotic.

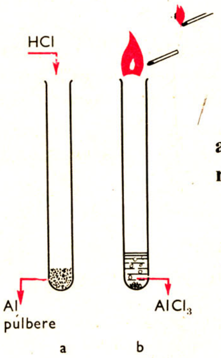


Fig. 10.5 Acțiunea acizilor asupra aluminiului.

Activitate independentă a elevilor

Verificați practic arderea pulberii de aluminiu în aer și reacția aluminiului cu acidul clorhidric, după indicațiile din figurile 10.4 și 10.5.

Confruntați rezultatele cu indicațiile din figurile respective.

Demonstrație experimentală

Reacția aluminiului cu oxizii metalici. Aluminotermie. Se pune un amestec de aluminiu pulbere și oxid de fer (III) Fe_2O_3 într-un creuzet de șamotă, pe o bucată de azbest. Se introduce o panglică subțire de magneziu în centrul amestecului. Se aprinde panglica de magneziu (fig. 10.6). În momentul în care flacăra a ajuns la amestec, acesta reacționează energic.

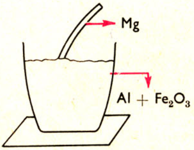


Fig. 10.6 Aluminotermie .

A t e n ț i e! După aprinderea magneziului trebuie să vă îndepărtați de creuzet la 1 m distanță, deoarece pot sări particule incandescente.

Fiind un element cu caracter puternic electropozitiv, aluminiul are proprietăți reducătoare substituind din oxizi, metalele care-l urmează în seria activității.

Reacția care a avut loc este următoarea:

$$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3$$

Reacția fiind însoțită de o puternică degajare de căldură, ferul se obține în stare topită. Energia degajată din reacție este așa de mare încât poate topi chiar fundul creuzetului și ferul se scurge pe placa de azbest. În această reacție, aluminiul se oxidează și deci joacă rol de reducător.

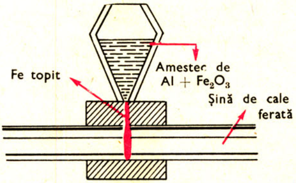


Fig. 10.7. Sudarea șinelor prin aluminotermie.

> Reacția stă la baza sudării șinelor prin turnare de fer topit, obținut într-un creuzet special, prin aluminotermie (fig. 10.7).

În figura 10.8 sunt indicate principalele domenii în care se utilizează aluminiul și aliajele sale.

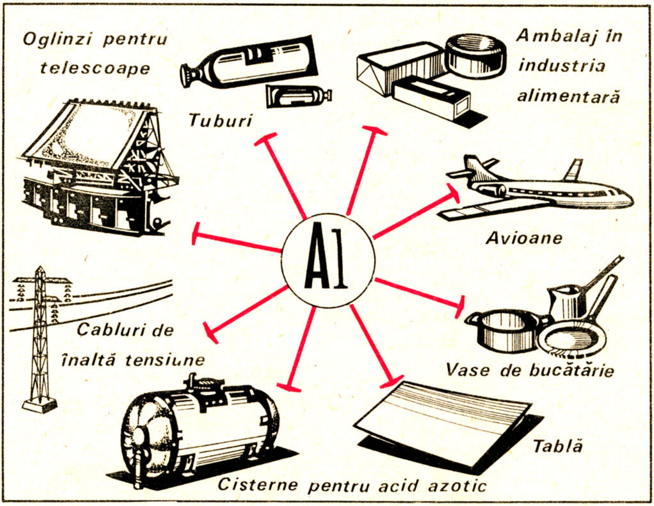
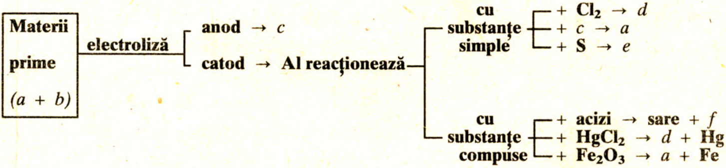


Fig. 10.8. Utilizările aluminiului

Exerciții și probleme recapitulative

Obținerea industrială, principalele proprietăți chimice, precum și utilizările aluminiului pot fi deduse din schema de mai jos:



Se cere:

1) Care sunt materiile prime *a* și *b*?

2) În ce stare se obține aluminiul? De ce?

3) Care sunt substanțele chimice corespunzătoare literelor *d, e, f* din schemă? Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice conținute în schemă.

4) Ce proces chimic suferă aluminiul în reacția cu oxizii metalici?

5) *x* kg aluminiu reacționează cu 16 kg oxid de fer III, Fe_2O_3, și rezultă *y* kg fer. Valorile lui *x* și *y* sunt: a) $x = 11,2$ kg Fe, $y = 5,4$ kg Al; b) $x = 5,4$ kg Al, $y = 11,2$ kg Fe; c) $x = 0,54$ kg Al, $y = 1,12$ kg Fe; d) $x = 5,4$ g Al, $y = 11,2$ g Fe.

6) O cantitate totală de 81 g Al se tratează cu doi acizi diferiți. Cunoscând că 2/3 din cantitatea dată de Al se tratează cu soluție de H_2SO_4 și 1/3 cu soluție de HCl, calculați cantitatea totală de H_2 degajată. Exprimați răspunsul în moli și grame: a) 3 moli = 6 g H_2; b) 1,5 moli = 3 g H_2; c) 4,5 moli = 9 g H_2; d) 4,5 kmoli = 9 kg H_2.

7) După modelele problemelor 5) și 6) concepeți și rezolvați câte două probleme similare.

8) Rezolvați rebusul chimic din figura 10.9 după indicațiile de mai jos:

Orizontal:

1. Denumirea elementului cu $Z = 13$.
2. Stare alotropică amorfă a carbonului.
3. Aliajele metalelor cu mercurul (plural).
4. Se adaugă la oxidul de aluminiu în baia electrolitică, în scopul de a scădea temperatura de topire a electrolitului.
5. Gaz rar cu structura electronică a ionului de aluminiu.
6. Compus binar al oxigenului cu alte elemente.
7. Element situat în grupa IV^b (secundară) și în perioada a 4-a.
8. Gaz care se degajă din reacția aluminiului cu acizii.
9. Caracteristica aluminiului din punct de vedere al densității.
10. Hidrogenul este un nemetal, iar aluminiul este un ...
11. Substanțe compuse care, reacționând cu aluminiul, produc o degajare de hidrogen (plural).
12. Rolul aluminiului în aluminotermie.

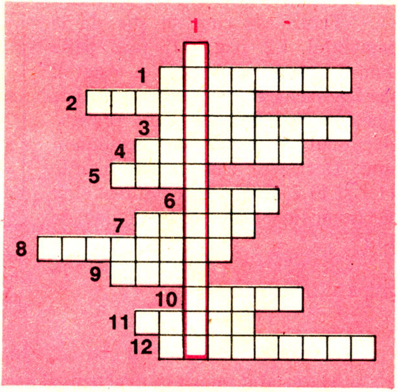


Fig. 10.9. Rebus chimic

11 Ferul Fe

11.1. Structura atomului de fer

Ferul, așa cum se știe de la paragraful 1.2 pag. 11, face parte dintr-o grupă secundară și este al șaselea element din prima serie de elemente tranziționale care primesc electronul distinctiv pe penultimul strat. Deci, așa cum indică figurile 11.1 și 11.2, ferul are penultimul strat electronic incomplet ($14e^-$ în loc de $18e^-$).

Se găsește în perioada a 4-a, grupa VIII^b.

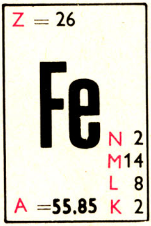


Fig 11.1. Căsuța ferului din sistemul periodic.

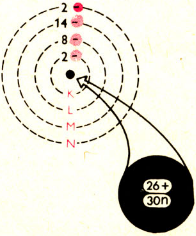


Fig. 11.2. Structura atomului de fer (Izotopul $^{56}_{26}$F).

Atenție! Elementul cu $Z=26$, chimic pur, se numește fer. **Materialul folosit în practică, al acestui element, se numește** fier.

11.2. Starea naturală a ferului

După aluminiu, ferul este cel mai răspândit metal în natură (4,7%), ocupând locul al patrulea (fig. 11.3) dintre toate elementele. Liber se găsește în meteoriți și extrem de puțin printre roci. În scoarța terestră ferul se găsește sub formă de compuși, în diferite minereuri. Cei mai importanți compuși ai ferului în minereuri sunt:

Fe_2O_3	Oxidul de fer roșu (hematit),
$Fe_2O_3 \cdot H_2O$	Oxidul de fer hidratat (limonit),
Fe_3O_4	Magnetita,
FeS_2	Disulfura de fer (pirita),
$FeCO_3$	Carbonatul de fer (siderit).

Minereurile de fier sunt folosite ca materie primă în industria siderurgică.

În țara noastră se găsesc zăcăminte de minereuri de fier la: Teliuc, Ghelar, Vadu-Dobrei, Ocna-de-Fier, Lueta, Palazu-Mare.

11.3. Proprietățile fizice al ferului

> Stabiliți densitatea, duritatea și temperatura de topire a ferului din diagramele 9.2, 9.3 și 9.6, paginile 142, 143 și 145.

În stare pură, ferul este un metal alb-cenușiu, prezintă luciu metalic, are densitate mare (este un metal greu), are duritatea 4, este maleabil și ductil. Se topește la o temperatură ridicată. Este un bun conducător de căldură și electricitate.

11.4. Proprietățile chimice ale ferului

Din structura electronică a atomului de fer se poate deduce electrovalența +2 a acestui metal:

$$\underset{\text{Atom de fer}}{Fe} \rightarrow \underset{\text{Ion de fer (II)}}{Fe^{2+}} + 2e^-$$

Având penultimul strat incomplet ocupat, deci instabil, ferul (metal tranzițional) poate ceda un electron și din acest strat, deci în total trei electroni, formând ionul Fe^{3+}:

> Scrieți formulele clorurilor și sulfaților de Fe(II) și Fe (III).

$$\underset{\text{Atom de fer}}{Fe} \rightarrow \underset{\text{Ion de fer (III)}}{Fe^{3+}} + 3e^-$$

Ferul are deci valență variabilă, caracteristică a metalelor din grupele secundare, metale tranziționale.

Datorită caracterului electropozitiv pronunțat, ferul este foarte reactiv.

În aer umed, bogat în dioxid de carbon CO_2, ferul este atacat de oxigen în prezența apei, formând rugina, de formula: FeO(OH), un amestec de oxid anhidru și hidratat (fig. 11.3). Rugina, fiind poroasă, ruginirea merge până la distrugerea completă a metalului.

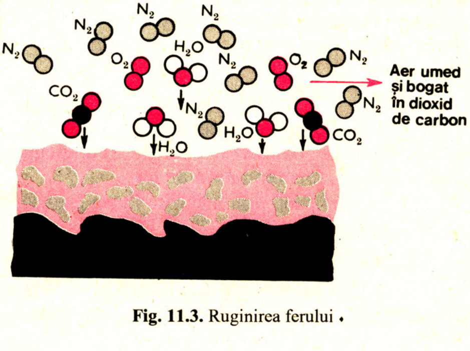


Fig. 11.3. Ruginirea ferului

Pentru protejarea obiectelor confecționate din fer, acestea se acoperă fie cu un strat de vopsea, fie cu un strat subțire din diferite metale (Sn, Zn sau Cr).

Activitate independentă a elevilor

Tema 1. Arderea ferului în aer

Sarcini de lucru. Presărați pilitură de fier în flacără (fig. 11.4, a). Ce observați? Confruntați rezultatele obținute cu figura 11.4, b.

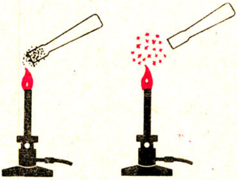


Fig. 11.4. Arderea piliturii de fier în aer.

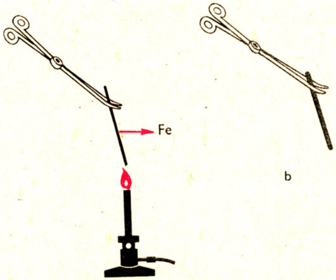


Fig. 11.5. Oxidarea sârmei de fier.

Încălziți până la roșu o sârmă de fier (fig. 11.5, a). Ce observați după răcire? Confruntați produsul rezultat cu informațiile cuprinse în figura 11.5, b.

Tema 2. Reacția ferului cu sulful

Sarcini de lucru. Puneți pe o sită amestec de fer și sulf, în raport de masă 7 : 4. Atingeți amestecul cu o baghetă încălzită (fig. 11.6, a). Ce observați? Comparați fenomenul observat cu cel din figura 11.6, b.

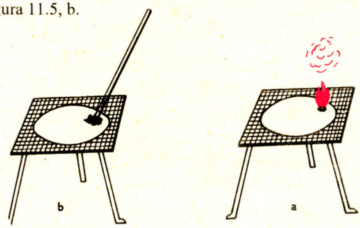


Fig. 11.6. Combinarea ferului cu sulful

Explicația fenomenelor

Tema 1. **La cald, ferul fin divizat se oxidează energic (cu degajare de lumină și scântei strălucitoare), formând oxid de fer.**

Ferul compact, prin încălzire în aer, se acoperă cu un strat negru de oxid. Ecuația reacțiilor în ambele cazuri este:

$$\underset{\text{Fer}}{6Fe} + \underset{\text{Oxigen}}{4O_2} = \underset{\text{Oxid fero-feric}}{2Fe_3O_4}$$

Tema 2. **Ferul reacționează cu sulful puternic exoterm, formând sulfura de fer (II) FeS:**

$$Fe + S = FeS$$

Fe	S	FeS
Fer	Sulf	Sulfură de fer

Demonstrație experimentală

În patru eprubete conținând pilitură de fier se adaugă, în ordine, acid clorhidric, HCl diluat, acid sulfuric, H_2SO_4 concentrat, acid azotic, HNO_3 diluat și acid azotic, HNO_3 concentrat (fig. 11.7, a).

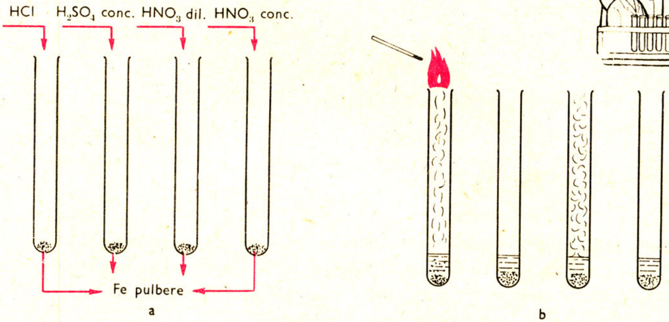


Fig. 11.7 Acțiunea acizilor asupra ferului.

Atenție! În momentul în care gazul brun (dioxid de azot) ajunge la 2/3 din eprubetă, aceasta se plasează sub nișă și se întrerupe reacția, prin adăugare de apă.

Se observă următoarele (fig. 11.7, b):

Acidul clorhidric atacă ferul, iar gazul degajat, dacă este aprins, arde:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Fe	2HCl	$FeCl_2$	H_2
Fer	Acid clorhidric	Clorură de fer	Hidrogen

Acidul sulfuric concentrat nu atacă ferul la rece.

> Pe această proprietate se bazează transportarea acidului sulfuric concentrat în cisterne de fer.

Dacă folosim acid sulfuric diluat, reacția are loc:

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

Fe	H_2SO_4	$FeSO_4$	H_2
Fer	Acid sulfuric	Sulfat de fer	Hidrogen

De asemenea, acidul azotic diluat atacă ferul, iar acidul azotic concentrat nu dă această reacție.

> Pe această proprietate se bazează utilizarea vaselor de fer la păstrarea și manevrarea acidului azotic.

Acidul azotic concentrat nu atacă ferul nici dacă, după un timp, se diluează cu apă. Fenomenul poartă numele de *pasivare* a ferului și se datorează faptului că stratul de oxid depus la suprafața ferului (în prima reacție) îl protejează.

Din cunoștințele căpătate anterior se pot deduce și alte proprietăți chimice ale ferului:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

$$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$$

Proprietățile chimice ale ferului sunt rezumate în schema din problema 2, pag. 172.

11.5. Metalurgia ferului

Datorită faptului că ferul este casant, are punct de topire ridicat și reactivitate chimică mare, în stare pură nu prezintă interes pentru industrie. În schimb, aliajele sale cu carbonul (fonta și oțelul) au o deosebită importanță economică. În consecință, în industrie nu se obține fer pur, ci fontă și oțel.

Principalele etape în metalurgia ferului sunt:

a – obținerea fontei prin reducerea oxizilor de fer;

b – obținerea oțelului din fontă topită, prin eliminarea parțială a carbonului și a altor impurități.

11.5.1. Obținerea fontei

Materiile prime din industria siderurgică sunt: minereu de fer (oxizi de fer), cocs metalurgic, fondant și aer.

Minereul de fer cuprinde impurități care formează *sterilul* sau *ganga.*

Cocsul metalurgic este necesar atât ca reducător și regenerator al agentului reducător (CO), cât și drept combustibil.

Fondantul este un amestec de substanțe chimice care, acționând cu impuritățile, le transformă în compuși cu punct de topire scăzut, care formează *zgura.*

Aerul este necesar atât pentru arderea combustibilului, cât și pentru obținerea reducătorului (CO), prin reacția:

$$CO_2 + C = 2CO$$

Instalația industrială pentru prelucrarea minereurilor de fier, în scopul obținerii fontei, poartă numele de *furnal* sau *cuptor înalt*.

Construcția unui furnal este dată schematic în figura 11.8.

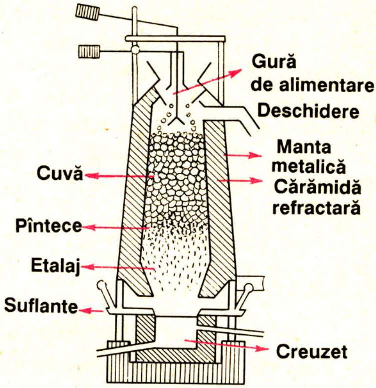


Fig. 11.8. Construcția unui furnal

Pregătirea furnalului. La intrarea în funcțiune a unui furnal se umple aproximativ o treime cu combustibil (cocs sau lemne). Se lasă să ardă complet, pentru a se asigura o temperatură ridicată, necesară proceselor din furnal. Se umple apoi cuptorul (prin gura de alimentare) cu straturi succesive de minereu amestecat cu fondant și de cocs.

Astfel pregătit, furnalul funcționează continuu între 6 și 12 ani. Oprirea unui furnal se face numai pentru reparații capitale.

La partea inferioară, deasupra creuzetului, se găsesc gurile de vânt sau suflantele prin care se introduce în furnal aer încălzit.

Funcționarea furnalului. În urma arderii cocsului, în furnal se creează două curente opuse:

– Componentele gazoase (CO, CO_2 și aerul cald) străbat furnalul de jos în sus, formând *curentul ascendent.*

– Încărcătura solidă străbate cuptorul de sus în jos, formând *curentul descendent.*

Procesele fizico-chimice care se petrec în furnal sunt foarte complexe.

La baza furnalului aerul cald aprinde cocsul din straturile inferioare, asigurând astfel temperatura ridicată din furnal. Datorită reacției: $C + O_2 = CO_2$, în această zonă se ating temperaturi până la 1 800°C.

Pe măsură ce curentul de dioxid de carbon CO_2 se ridică în furnal, întâlnește straturi de cărbune incandescent cu care reacționează, formând oxidul de carbon (agentul reducător):

$$CO_2 + C = 2CO$$

Reacția de reducere a minereului, al cărui component principal este Fe_2O_3, se poate reprezenta prin ecuația:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

Dioxidul de carbon, CO_2, rezultat, întâlnind straturile de cocs incandescent, va fi transformat în monoxid de carbon, CO, astfel încât agentul reducător se regenerează în mod continuu.

În zona unde temperatura atinge 900–1 400°C (zona de carburare), ferul se aliază cu carbonul, formând fonta (topită) care se scurge în creuzet.

Fonta colectată în creuzet cuprinde deasupra zgura, iar în rest fonta topită cu carbon și alte impurități (Si, Mn, S, P).

Zgura este folosită în construcții (ciment metalurgic).

11.5.2. Obținerea oțelului

Următoarea etapă în industria siderurgică o constituie obținerea oțelului din fontă, prin reducerea procentului de carbon de la 2,5–5% până la 1,5–0,04%, operație numită *decarburarea fontei.* Procesul tehnologic prin care se realizează industrial decarburarea fontei poartă numele de *afinare* sau *convertire,* de unde și denumirea instalației de *convertizor.* În principiu, decarburarea constă în oxidarea carbonului și a celorlalte impurități (S, P, Mn, Si) din fonta topită cu unul din următorii oxidanți: aer (oxigenul din aer); oxigen; oxizi de fer din minereuri sau fier vechi.

În industrie se folosesc mai multe metode.

Decarburarea se petrece într-un vas în formă de pară, mobil în jurul unei axe care permite încărcarea cu fontă și scurgerea oțelului prin răsturnare.

Materii prime: fontă topită (75–80%), fier vechi (15–20%), var CaO.

Etapele procesului tehnologic:

– se umple convertizorul cu fier vechi și fontă lichidă,

– se adaugă aproximativ 50% din cantitatea de var,

– se suflă oxigen prin tubul izolat termic, care intră în convertizor pe la partea superioară a acestuia,

– se adaugă restul de var,

– se oprește injectarea de oxigen când flacăra se stinge (s-a consumat carbonul),

– se evacuează oțelul topit în oala de turnare.

În convertizorul cu oxigen, agentul oxidant este oxidul de fer (II) FeO rezultat prin oxidarea ferului. Au loc următoarele procese chimice:

Căror tipuri de reacții chimice aparțin procesele din convertizor?

$2Fe + O_2 = 2FeO$

$2FeO + Si = 2Fe + SiO_2$

$FeO + Mn = Fe + MnO$

$FeO + C = Fe + CO$

Impuritățile se elimină sub formă de zgură ($MnO + SiO_2 = MnSiO_3$) și substanțe gazoase ($CO + CO_2$).

Pentru obținerea oțelurilor speciale, în oala de turnare se adaugă metale care au rolul de a îmbunătăți proprietățile oțelului.

Decarburarea fontei prin acest procedeu prezintă următoarele avantaje:

– rapiditate (operațiile durează 10–15 minute);

– permite un înalt grad de automatizare a operațiilor;

– permite recuperarea ferului din fierul vechi;

– este utilizat și pentru prelucrarea fontelor ce conțin fosfor. Produsul rezultat în urma reacției chimice secundare între fosfor și oxizii metalici din căptușeala convertizorului se folosește ca îngrășământ (făina lui Thomas).

Importanța ferului pentru economia unei țări poate fi dedusă din figura 11.9, în care sunt indicate câteva domenii unde se utilizează fonta și oțelul.

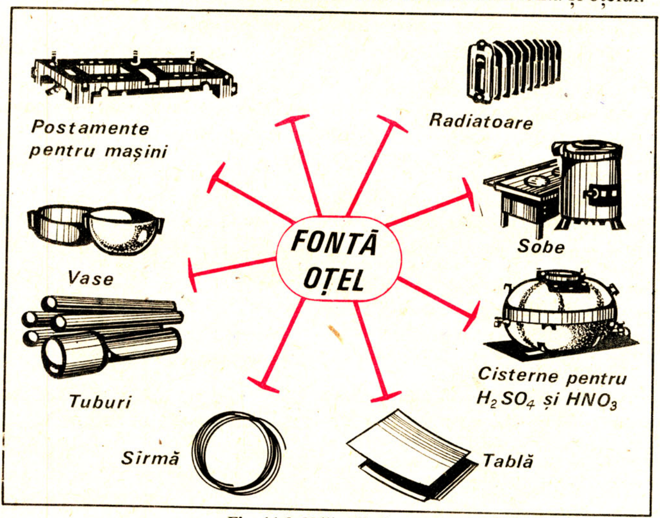


Fig. 11.9. Utilizările ferului

Exerciții și probleme recapitulative

1) Se dă schema de mai jos:

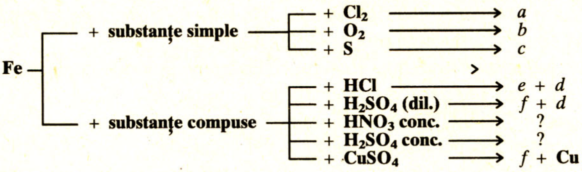
$$Fe_2O_3 \xrightarrow[\text{în furnal}]{+a+b+aer} \text{fontă} \begin{cases} \text{turnătorie} \longrightarrow \text{piese din fontă} \\ \text{convertizor} \longrightarrow \text{oțel} \end{cases}$$

și se cere:

– să interpretați schema;

– să explicați procesele care au loc la obținerea fontei și oțelului.

2) Deduceți din schema recapitulativă de mai jos proprietățile chimice ale fierului și răspundeți la întrebările:



– Care sunt substanțele chimice corespunzătoare literelor din schemă? Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice din schemă.

– Ce este pasivarea fierului? Ce utilizări ale fierului se explică prin această proprietate?

3) Care dintre afirmațiile de mai jos sunt corecte?

– Acidul sulfuric diluat nu reacționează cu fierul.

– Acidul sulfuric concentrat nu reacționează cu fierul.

– Acidul azotic concentrat reacționează cu fierul.

– Acidul azotic diluat nu reacționează cu fierul.

– Acidul clorhidric diluat reacționează cu fierul.

4) O cantitate de 200 g soluție de acid clorhidric de concentrație 36,5% acționează asupra unei mase *m* de fier degajând *n* moli de hidrogen. Valorile lui *m* și *n* sunt: a) *m* = 5,6 g Fe, *n* = 1 mol H_2; b) *m* = 56 g Fe, *n* = 1 mol H_2; c) *m* = 56 g Fe, *n* = 0,1 mol H_2; d) *m* = 84 g Fe, *n* = 1,5 moli H_2.

5) Câte grame de oxigen se consumă la arderea a 5,6 g fier și câți moli de Fe_3O_4 rezultă? a) 2,133 g O_2 și 0,033 moli F_3O_4; b) 21, 33 g O_2 și 0,033 moli Fe_3O_4; c) 2,133 g O_2 și 0,33 moli Fe_3O_4; d) 21,33 g O_2 și 0,33 moli Fe_3O_4?

6) În 10 g soluție de sulfat de cupru cu concentrația de 20% se introduce o masă *m* de fier. Cantitatea (în g și moli) de Cu depusă este: a) 8 g Cu și 1,25 moli Cu; b) 0,8 g Cu și 0,125 moli Cu; c) 0,8 g Cu și 0,0125 moli Cu; d) 0,08 g Cu și 0,125 moli Cu.

7) Completați șirurile orizontale din figura 11.10 cu informațiile de mai jos, astfel încât pe verticală să obțineți denumirea industrială a procesului tehnologic de obținere a fontei.

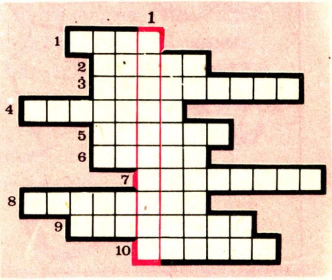


Fig. 11.10. Rebus chimic

1. Varietate de cărbune folosit în industria siderurgică.
2. Minereuri de fier, materii prime pentru obținerea fontei.
3. Rolul monoxidului de carbon în furnal.
4. Porțiunea din furnal în care se colectează fonta topită.
5. Cuptor înalt pentru obținerea fontei.
6. Fiind mai ușoară decât fonta, se adună pe suprafața acesteia.
7. Proces chimic care are loc la menținerea fierului în aer umed.
8. Elementul din sistemul periodic cu Z = 1.
9. Fenomen care are loc la tratarea fierului cu acid azotic concentrat.
10. Porțiunea din furnal plasată deasupra creuzetului.

12 Cuprul Cu

12.1. Structura atomului de cupru

Cuprul este un metal tranzițional din grupa secundară I *b* cu structura atomică și configurația electronică din figurile 12.1 și 12.2. Electronul distinctiv este plasat pe penultimul strat.

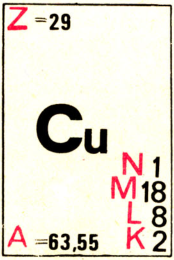


Fig.12.1. Căsuța cuprului în sistemul periodic.

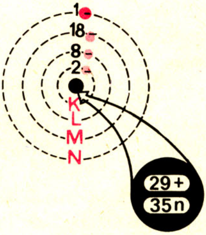


Fig. 12.2. Structura atomului de cupru (Izotopul $^{64}_{29}Cu$).

12.2. Starea naturală a cuprului

Cuprul este destul de răspândit în natură, cel mai frecvent sub formă de sulfuri. Cea mai importantă sulfură naturală este calcopirita (sulfură dublă de cupru și fer, $CuFeS_2$).

La noi în țară se găsesc zăcăminte de cupru la Baia de Aramă, Altântepe etc.

12.3. Proprietățile fizice ale cuprului. Întrebuințările cuprului

Cuprul este un metal de culoare roșie. Principalele constante fizice ale cuprului sunt trecute în tabelul 12.1.

Tabelul 12.1

Proprietate	Densitate g/cm^3	Duritate(diamant = 10)	Conductivitate electrică (Hg = 1)	Conductivitate calorică (Hg = 1)	*P.t.* °C	*P.f.* °C
Valoare	8,96	3	57	46	1083	2310

Maleabilitatea cuprului este foarte mare: se poate lamina în foițe foarte subțiri care au o colorație albastru-verzuie. Conductivitatea electrică a cuprului scade în prezența unor impurități metalice, cu atât mai mult cu cât metalul care constituie impuritatea este mai departe de cupru în seria de activitate chimică.

Cuprul formează ușor aliaje: alame, bronzuri, aliaj pentru monezi, constantan folosit în industria electrotehnică etc. (v. paragraful 9.4).

12.4. Proprietățile chimice ale cuprului

> Explicați reactivitatea chimică a cuprului folosind seria de activitate chimică.

Cuprul este un element cu reactivitate chimică redusă. În aer uscat, la temperatura obișnuită, este stabil, dar în aer umed, se acoperă cu un strat de carbonat bazic de cupru foarte toxic. Din acest motiv, vasele de bucătărie, confecționate din cupru, se acoperă cu un strat de staniu, operație care poartă numele de cositorire.

Demonstrații experimentale

1. În patru eprubete, conținând bucățele (sârmă sau sită) de cupru, se adaugă, în ordine: soluție de acid clorhidric diluat și concentrat, acid sulfuric diluat și concentrat.

Se observă că, la rece, acizii clorhidric și sulfuric (nici diluați, nici concentrați) nu atacă cuprul. La cald acidul sulfuric concentrat atacă cuprul cu degajare de dioxid de sulf, SO_2.

În prima etapă a reacției se formează oxid de cupru CuO și dioxid de sulf:

$$Cu + H_2SO_4 = CuO + SO_2\uparrow + H_2O$$

În etapa a doua, oxidul de cupru, CuO, oxid bazic, reacționează cu excesul de acid sulfuric H_2SO_4 și formează sulfatul de cupru:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Reacția totală, rezultată prin însumarea celor două reacții parțiale, este:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

Atenție! Înainte ca eprubeta cu acid sulfuric concentrat să se umple cu dioxid de sulf, SO_2, se întrerupe încălzirea și se trece eprubeta sub nișă.

2. Într-un balon se pun bucățele de cupru (sârmă sau plasă). Printr-o pâlnie se toarnă acid azotic. Dacă acidul azotic este mai concentrat, se observă atacarea cuprului la rece, cu formarea unei soluții albastre de azotat de cupru și degajarea vaporilor bruni de hipoazotidă, care umplu balonul și care sunt dirijați, printr-un tub de culegere, într-un pahar Berzelius cu soluție alcalină (NaOH).

Acidul azotic diluat atacă cuprul numai la cald. Reacțiile, care au loc atât cu acidul azotic concentrat, cât și cu cel diluat, sunt:

$$3Cu + 2HNO_3 = 3CuO + 2NO\uparrow + H_2O$$
$$3CuO + 6HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 3H_2O$$
$$\overline{3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O}$$

Monoxidul de azot, NO, este oxidat la dioxid de azot (hipoazotidă), NO_2, de către oxigenul din aerul conținut în balon:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

Din experiențele făcute și din cunoștințele de până acum din studiul metalelor se pot deduce principalele proprietăți chimice ale cuprului.

Cuprul are o reactivitate chimică scăzută. El se află după hidrogen în seria de activitate chimică a metalelor.

1) Se combină:
– la cald, cu halogenii și formează halogenuri,
– la cald, cu oxigenul, sulful și formează oxizi și sulfuri.

2) Nu substituie hidrogenul din apă sau acizi.

3) Nu este atacat de hidracizi și de acidul sulfuric diluat, la rece.

4) Oxiacizii cu acțiune oxidantă, și anume: acidul azotic și acidul sulfuric concentrat atacă cuprul cu degajarea oxizilor respectivi: NO_2 sau SO_2.

5) Ionii de cupru Cu^{2+} tind să treacă în stare atomară, prin captare de doi electroni. Ionul de cupru este scos din săruri de metalele cu caracter electropozitiv mai pronunțat.

Particularizați această proprietate a Cu^{2+} prin câteva exemple.

6) Fiind un metal tranzițional, cuprul poate forma compuși în două trepte de valență.

a) Pierzând electronul de pe ultimul strat, cuprul formează ionii de cupru (I), Cu+:

$$Cu \longrightarrow Cu^{+} + 1e^{-}$$

Dintre compușii în care cuprul prezintă electrovalența +1, amintim: oxidul de cupru (I) Cu_2O, sulfura de cupru (I), Cu_2S, halogenurile de cupru (I), CuX (X = halogen).

Acești compuși ai cuprului sunt instabili. Ei se oxidează chiar în contact cu aerul atmosferic (mai ales în soluție) și trec în compușii corespunzători ai cuprului cu electrovalența +2.

b) Cuprul poate pierde, pe lângă electronul din stratul exterior *N*, încă un electron din stratul *M* (penultimul strat), formând ionii de cupru (II), Cu^{2+}:

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$$

Compușii cuprului în care prezintă electrovalența +2 sunt stabili. Dintre aceștia amintim: halogenurile de cupru (II), CuX_2 (X = halogen), oxidul de cupru (II), CuO, sulfura de cupru (II), CuS, hidroxidul de cupru (II), $Cu(OH)_2$, sulfatul de cupru (II), $CuSO_4$, azotatul de cupru (II), $Cu(NO_3)_2$, carbonații bazici de cupru (II), $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ și $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$.

Principalele întrebuințări ale cuprului și ale aliajelor sale sunt date în figura 12.3.

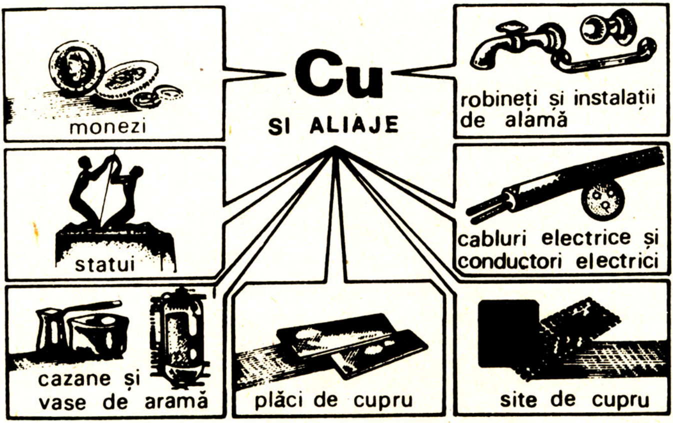


Fig.12.3. Principalele întrebuințări ale cuprului și ale aliajelor sale

Exerciții și probleme recapitulative

1) Aveți, la mesele de lucru, următoarele:

– soluții: sulfat de cupru, $CuSO_4$, azotat de cupru, $Cu(NO_3)_2$, clorură de cupru, $CuCl_2$, amoniac în apă, NH_4OH, hidroxid de sodiu, NaOH, acid clorhidric, HCl concentrat, acid sulfuric H_2SO_4 diluat și concentrat, acid azotic, hidrogen sulfurat, H_2S;

– substanțe solide: cupru (bucăți; sârmă sau plasă), plumb (bucăți).

Scrieți ecuațiile reacțiilor posibile dintre aceste substanțe, care se bazează pe proprietățile chimice ale cuprului.

2) Se dă următoarea schemă de reacții:

$$CuCl_2 + NaOH \longrightarrow a + b$$

$$a \xrightarrow{t°C} \underset{\text{negru}}{CuO} + c$$

Se cere:

– semnificația literelor *a, b* și *c,*

– ecuațiile reacțiilor chimice,

– de ce este posibilă reacția de schimb dublu?

3) Cum se pot separa cele două metale dintr-un aliaj de cupru și zinc? Pe ce se bazează reacția chimică de separare?

4) Care dintre afirmațiile de mai jos sunt corecte:

a) acidul sulfuric concentrat atacă cuprul cu degajare de hidrogen,

b) acidul clorhidric concentrat atacă cuprul, la cald, cu degajare de hidrogen,

c) acidul azotic concentrat atacă cuprul cu degajare de hipoazotidă, NO_2,

d) acidul sulfuric concentrat, la cald, atacă cuprul cu degajare de SO_2.

5) a) Care dintre următoarele perechi de reactanți pot reacționa și de ce?

$Cu + Zn^{2+} \longrightarrow$;	$Cu^{2+} + Hg \longrightarrow$
$Cu + Hg^{2+} \longrightarrow$;	$Cu^{2+} + Zn \longrightarrow$
$Cu + Fe^{2+} \longrightarrow$;	$Cu^{2+} + Fe \longrightarrow$

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor posibile.

c) Deduceți proprietățile atomului de cupru Cu și al ionului de cupru (II) Cu^{2+}.

6) O soluție de HCl reacționează cu 10 g aliaj cu compoziția procentuală 60% Cu și 40% Zn. Cantitatea de hidrogen (exprimată în grame și moli) degajată este: a) 1,23 g = 0,06 moli H_2; b) 0,123 g = 0,06 moli H_2; c) 0,123g = 0,6 moli H_2; d) 0,123 g = 0,6 kmoli H_2.

7) Completați șirurile verticale din figura 12.4, folosind informațiile de mai jos, astfel încât, pe orizontală să obțineți denumirea sulfurii duble de cupru și fer.

1. Metal divalent conținut în apă de var.
2. Elementul cu Z = 47.
3. Ultimul element din grupa IV^a^.
4. Metal tranzițional care se adaugă fontei pentru obținerea oțelurilor speciale.
5. Ultimul element din triada ferului.
6. Metal cuprins în piatra vânătă.
7. Elementul cu un proton în plus față de cupru.
8. Metal alcalin situat în perioada a 4-a.
9. Ultimul metal situat în seria activității chimice.

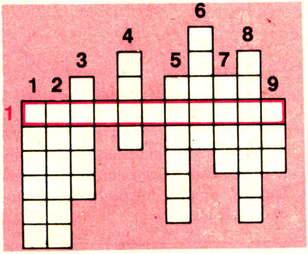


Fig. 12.4. Rebus chimic.

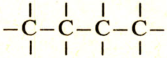
13 Studiul sumar al unor compuși organici cu deosebită importanță practică și industrială

13.1. Generalități

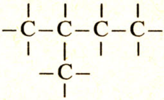
Din capitolul 8 se cunoaște că elementul carbon se diferențiază prin multe proprietăți de celelalte elemente din grupa IV[a]. Proprietățile specifice ale atomului de carbon care au determinat apariția chimiei organice sunt:

– poate să-și satisfacă una sau mai multe din valențele sale cu alți atomi de carbon, formând lanțuri (catene) cu tipuri de legături, dimensiuni și forme variate;

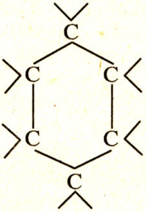
De exemplu: 1) catene cu simple legături covalente, saturate:



catenă aciclică liniară

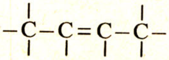


catenă aciclică ramificată

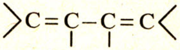


catenă ciclică

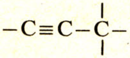
2) catene cu legături covalente multiple, (nesaturate):



catenă aciclică cu o dublă legătură



catenă aciclică cu 2 duble legături



catenă aciclică cu o triplă legătură

Scrieți câte o hidrocarbură cu cinci atomi de carbon care prezintă: a) numai legături simple; b) o dublă legătură; c) o triplă legătură.

Ce compuși se obțin prin completarea valențelor libere, din catenele de mai sus, cu hidrogenul?

– poate forma un număr foarte mare de compuși binari cu hidrogenul, combinații numite *hidrocarburi;*

– poate forma un număr extrem de mare de compuși în a căror compoziție intră, pe lângă hidrogen, și alte elemente, ca de exemplu oxigenul,

azotul, halogenii, sulful, fosforul, și unele metale.

Frecvența în care se găsesc aceste elemente (numite organogene), în compoziția substanțelor organice, este reprezentată în figura 11.1.

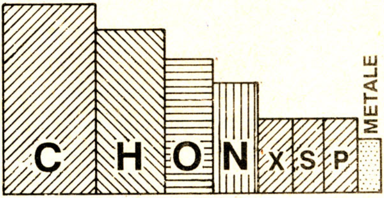


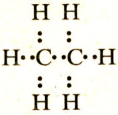
Fig. 13.1. Frecvența elementelor organogene în compoziția substanțelor organice

Substanțele organice care în afară de carbon și hidrogen cuprind un atom sau un grup de atomi ai altor elemente organogene, se cunosc sub denumirea de substanțe cu funcțiuni organice, sau simplu, *funcțiuni organice.*

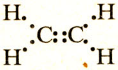
Din studiul structurii substanțelor organice se constată că electronii neparticipanți în legăturile C — C sunt puși în comun cu electronii de valență, fie ai atomilor de hidrogen, fie ai altor elemente organogene.

De exemplu:

A. Hidrocarburi



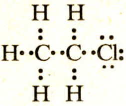
Etan



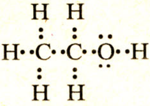
Etenă

Acetilenă

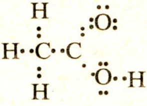
B. Substanțe cu funcțiuni organice;



Cloretan



Alcool etilic



Acid acetic

După cum se știe, atât hidrocarburile cât și substanțele cu funcțiuni organice se studiază în cadrul *chimiei organice.*

În prezentul capitol se vor studia dintre hidrocarburi: metanul, CH_4; acetilena, C_2H_2, și cauciucul $(C_5H_8)_n$, iar dintre cele cu funcțiuni organice: alcoolul etilic, C_2H_5 — OH; acidul acetic, CH_3 — COOH, grăsimile și zahărul.

13.2. Metanul CH_4

13. 2.1. Structura moleculară a metanului

Metanul este cea mai simplă combinație binară a carbonului cu hidrogenul. Molecula metanului prezintă patru covalențe C — H, echivalente între ele și dirijate în spațiu după direcțiile ce unesc centrul unui tetraedru

Ce tip de legătură prezintă CH_4 în molecula sa?

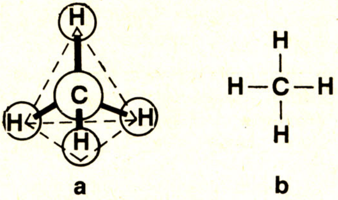


Fig. 13.2. Molecula de metan.

regulat cu vârfurile acestuia. În centrul tetraedrului este plasat nucleul atomului de carbon, iar în cele patru vârfuri ale acestuia sunt plasați atomii de hidrogen (v. fig. 13.2, *a*). Deși în mod simplificat formula desfășurată a metalului se reprezintă sub formă plană (v. fig. 13.2, *b*), trebuie reținut faptul că molecula sa *nu are simetria unui pătrat.*

13.2.2. Starea naturală a metanului

Metanul se găsește în gazele naturale, cunoscute și sub denumirea de gaz metan, întrucât cuprind între 95%–99% metan și în gazele de sondă (gazele care însoțesc zăcămintele de petrol).

În țara noastră cele mai importante zăcăminte de gaz metan se găsesc în zonele: Copșa Mică, Sărmășel, Bazna și Deleni.

13.2.3. Obținerea metanului

La scară industrială, metanul se obține prin extracție directă din gazele naturale, din petrol și din cărbunele de pământ. Cărbunele de pământ, încălzit în absența aerului la 900–1 100°C, se descompune în: a) produse solide (cocsul); b) produse lichide; c) produse gazoase (gazele de cocserie), care cuprind 25–30% metan.

În laborator, metanul se obține din carbura de aluminiu, Al_4C_3,tratată cu acid clorhidric, HCl sau apă, H_2O.

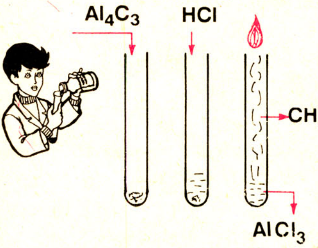


Fig. 13.3. Obținerea metanului.

Activitate independentă a elevilor

Temă Într-o eprubetă introduceți o cantitate mică de carbură de aluminiu (solidă) și adăugați cu grijă soluție de acid clorhidric (fig. 13.3). Puneți eprubeta într-un stativ și când degajarea de gaz este abundentă, apropiați de gura eprubetei un chibrit aprins. Ce observați?

Atenție! Amestecul de metan și aer este un amestec detonant (exploziv). Nu folosiți cantități mari de carbură de aluminiu, Al_4C_3. Nu încercați aprinderea gazului înainte de a se evacua tot aerul din eprubetă.

Explicația fenomenelor. Carbura de aluminiu, în reacție cu acidul clorhidric sau cu apa, degajă metan.

Scrieți ecuația reacției Al_4C_3 cu H_2O.

$$Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4\uparrow$$

Carbură de aluminiu — Acid clorhidric — Clorură de aluminiu — Metan

13.2.4. Proprietățile fizice ale metanului

Din ce experiențe anterioare se poate deduce densitatea CH_4 și solubilitatea acestuia în apă?

Din experiențele precedente se poate constata că metanul este un gaz, incolor și fără miros, cu densitate mai mică decât a aerului și foarte puțin solubil în apă.

13.2.5. Proprietățile chimice ale metanului

Cui se datorește stabilitatea moleculei de CH_4?

1. Molecula metanului este foarte stabilă și de aceea numai la temperaturi ridicate metanul se descompune în elemente, hidrogen și carbon (negru de fum).

$$CH_4 \rightarrow C\downarrow + 2H_2\uparrow$$

Metan — Negru de fum — Hidrogen

Negrul de fum este utilizat la prelucrarea cauciucului, la obținerea cernelurilor de tipar și a tușurilor.

La încălzirea metanului la 1 300°–1 450°C se produce o altă reacție cu o deosebită importanță industrială și anume conversia metanului în acetilenă:

$$2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$$

Metan — Acetilenă — Hidrogen

Acetilena este o materie primă industrială de o mare valoare economică.

2. Metanul arde cu o flacără albăstruie, fierbinte, formând dioxid de carbon, CO_2 și apă, H_2O o dată cu degajarea unei mari cantități de căldură.

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q$$

Metan — Oxigen — Dioxid de carbon — Apă

Metanul este folosit drept combustibil atât în industrie, cât și în gospodării.

3. La rece, metanul nu dă decât reacții de substituție. Astfel, sub influența unei lumini difuze, metanul poate reacționa cu clorul gazos.

Demonstrație experimentală

Se montează ca în figura 13.4, a un cilindru plin cu soluție de clorură de sodiu, răsturnat într-un cristalizor care cuprinde aceeași soluție. Se adaugă în soluția din cristalizor câteva picături de soluție de turnesol. Se dezlocuiește apoi succesiv lichidul din cilindru cu volume egale de metan, CH_4, și clor gazos, Cl_2. Se expune întreaga instalație la o lumină difuză și se urmăresc fenomenele care au loc. Ce se remarcă?

Explicația fenomenelor. Culoarea galben-verzuie a clorului dispare lent, iar volumul de amestec gazos se micșorează, întrucât clorul înlocuiește succesiv atomii de hidrogen din molecula metanului formând compuși noi cu diferite grade de clorurare. Ca produs secundar se formează acidul clorhidric, HCl, care înroșește soluția de turnesol (fig. 13.4, b).

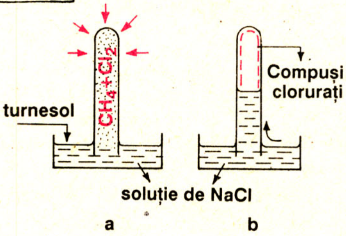


Fig. 13.4. Reacția metanului cu clorul gazos

CH_4	+	Cl_2	+	CH_3Cl	+	HCl
Metan		Clor		Monoclor metan		Acid clorhidric

> CH_3Cl este anestezic local și agent de refrigerare.

Concomitent, în mod similar, se obțin și ceilalți compuși:

– CH_2Cl_2, diclor metan (bun dizolvant);

– $CHCl_3$, triclor metan sau cloroform (anestezic);

– CCl_4, tetraclor metan (solvent pentru substanțe organice și anorganice).

Metanul constituie atât o materie primă industrială de mare importanță economică, cât și un combustibil deosebit de valoros.

Teme de control

1. Care este cea mai simplă hidrocarbură și ce structură moleculară are aceasta?
2. Cum se poate obține metanul în industrie? Dar în laborator?
3. Ce proprietăți chimice ale metanului dovedesc stabilitatea moleculei sale?
4. Deduceți din proprietățile cunoscute ale CH_4 utilizările și deci importanța acestuia.

13.3. Acetilena C_2H_2

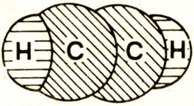


Fig. 13.5. Modelul compact al acetilenei .

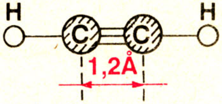


Fig. 13.6. Reprezentarea schematică a moleculei de acetilenă .

13.3.1. Structura moleculară a acetilenei

Analiza compoziției acetilenei a condus la concluzia că aceasta este o combinație binară a carbonului cu hidrogenul, deci o hidrocarbură cu formula moleculară C_2H_2. Pentru a satisface tetravalența atomilor de carbon și monovalența atomilor de hidrogen s-a imaginat pentru molecula acetilenei următoarea structură: fiecărui atom de carbon i s-a atribuit o covalență cu câte un atom de hidrogen și câte trei electroni de valență disponibili. Aceștia sunt puși în comun, doi câte doi, stabilindu-se astfel o triplă legătură convalentă denumită și legătură acetilenică. Formula electronică a acetilenei se poate reprezenta schematic astfel: H• •C⁝ ⁝C• •H, iar formula structurală H–C≡C–H. Din aceste reprezentări rezultă că molecula acetilenei este liniară.

Proprietățile chimice ale acetilenei au dovedit că reactivitatea celor trei legături covalente este diferită, deși sunt reprezentate prin trei liniuțe de valență identice. Astfel, una este o legătură stabilă, iar celelalte două sunt mai labile și se pot scinda mult mai ușor. În consecință, acetilena este o hidrocarbură instabilă și nesaturată. În consecință se poate descompune ușor și spontan atunci când este comprimată și poate îngloba în molecula sa moleculele altor substanțe cu care intră în reacție.

13.3.2. Obținerea acetilenei

În industrie, acetilena se obține din metan conform ecuației reacției cunoscute:

$$\underset{\text{Metan}}{2CH_4} \xrightleftharpoons{1\,450°C} \underset{\text{Acetilenă}}{C_2H_2} + \underset{\text{Hidrogen}}{3H_2}$$

O altă metodă industrială de preparare a acetilenei, care poate fi însă realizată și în laborator, constă în reacția cu apa (hidroliza) a carburii de calciu, CaC_2.

Demonstrație experimentală

Se realizează instalația din figura 13.7 și se reglează robinetul R al pâlniei astfel încât apa să cadă picătură cu picătură peste carbura de calciu, CaC_2, sfărâmată. Gazul dezvoltat, acetilena, se culege într-un cilindru. Observați cu atenție atât procesul chimic care are loc, cât și proprietățile gazului cules sub apă. Ce remarcați?

Explicația fenomenelor și concluzii:

Carbura de calciu, compus ionic, reacționează cu apa conform reacției:

$$\begin{matrix} C^- \\ \equiv Ca^{2+} \\ C^- \end{matrix} + 2HOH \rightarrow Ca^{2+} + 2HO^- + \begin{matrix} CH \\ \equiv \\ CH \end{matrix}$$

Carbură de calciu — Apă — Hidroxid de calciu — Acetilenă

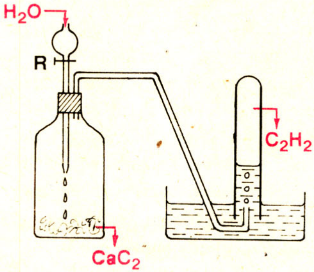


Fig. 13.7. Obținerea acetilenei din carbură de calciu

13.3.3. Proprietățile fizice ale acetilenei

Acetilena este un gaz icolor, fără miros, puțin solubil în apă, dar foarte solubil în acetonă (lichid, plăcut mirositor și care are proprietatea de a fi un foarte bun dizolvant).

13.3.4. Proprietățile chimice ale acetilenei

Orice hidrocarbură nesaturată, datorită labilității unor legături chimice, dă trei categorii de reacții:

13.3.4.1. Reacții de oxidare.

13.3.4.2. Reacții de adiție.

13.3.4.3. Reacții de poliadiție sau polimerizare.

Acetilena fiind o hidrocarbură nesaturată, va prezenta toate cele trei tipuri de reacții.

13.3.4.1. Reacții de oxidare

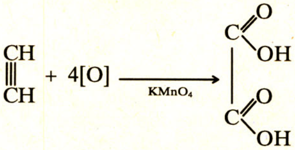
Acetilena este o substanță sensibilă la agenții oxidanți, putând suferi atât un proces de oxidare incompletă, cât și un proces de oxidare completă (arderea).

Demonstrații experimentale

Tema 1. Într-un pahar conic cu soluție de permanganat de potasiu introduceți o bucățică de carbid (fig. 13.8). Urmăriți cu atenție fenomenele. Ce observați?

Tema 2. Cu instalația din figura. 13.7 obțineți acetilenă și aprindeți gazul dezvoltat la capătul unui tub efilat. Ce culoare are flacăra produsă? Turtiți flacăra cu ajutorul unei capsule de porțelan. Ce remarcați?

Explicația fenomenelor. *Tema 1.* Carbidul introdus în soluția violetă de permanganat de potasiu, $KMnO_4$, reacționează cu apa din această soluție și formează acetilenă. Aceasta se oxidează ușor în prezența agentului oxidant și se transformă într-o substanță cu caracter acid, numită *acid oxalic.*



Acetilenă — Acid oxalic

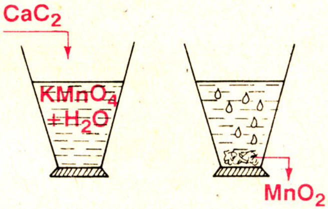


Fig. 13.8. Oxidarea incompletă a acetilenei cu soluție de permanganat de potasiu

Decolorarea soluției violete de $KMnO_4$ și apariția unui precipitat brun de dioxid de mangan MnO_2 sunt dovezi certe că a avut loc oxidarea incompletă a acetilenei conform ecuației de mai sus.

Tema 2. Acetilena arde în aer cu o flacără luminoasă, foarte fierbinte (2 000°C), dar formează un fum abundent atunci când cantitatea de oxigen din aer nu este suficientă. Procentul de carbon din compoziția acetilenei fiind foarte mare (92,3%C), arderea acetilenei în aer se face cu mult fum, conform reacției:

$$\underset{\text{Acetilenă}}{2C_2H_2} + \underset{\text{Oxigen}}{3O_2} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{2CO_2} + \underset{\text{Apă}}{2H_2O} + \underset{\text{Carbon}}{2C} + Q$$

Acetilena arde în oxigen cu o flacără vie, dezvoltând o temperatură de 3 000°C.

$$\underset{\text{Acetilenă}}{2C_2H_2} + \underset{\text{Oxigen}}{5O_2} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{4CO_2} + \underset{\text{Apă}}{2H_2O} + Q$$

Atenție! Amestecul de acetilenă și oxigen în raport molar de 2 : 5 este foarte periculos, constituind un amestec exploziv.

Combustia controlată (neexplozivă) a acetilenei în oxigen se realizează cu ajutorul suflătorului oxiacetilenic redat în figura 13.9. Flacăra produsă cu acest dispozitiv depășește 3 000°C, ceea ce face ca acetilena să fie adesea utilizată în tehnică.

Arderea completă a C_2H_2 în O_2 fiind însoțită de degajarea unei mari cantități de căldură, este utilizată la sudura autogenă și tăierea metalelor.

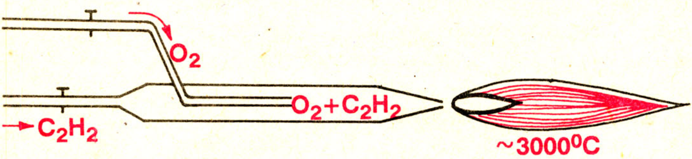


Fig. 13.9. Suflătorul oxiacetilenic

13.3.4.2. Reacții de adiție

Procesul chimic de modificare a legăturii multiple prin înglobarea în molecula compusului nesaturat a moleculei reactantului se numește reacție de adiție.

Adiția hidrogenului

Acetilena poate adiționa hidrogenul în următoarele condiții:

a) în prezența catalizatorului paladiu otrăvit cu săruri de plumb, când se formează etena:

Ce tip de hidrocarbură este etena?

$$\underset{\text{Acetilenă}}{HC\equiv CH} + \underset{\text{Hidrogen}}{H-H} \xrightarrow[Pb^{2+}]{Pd} \underset{\text{Etenă}}{H_2C=CH_2}$$

b) în prezența nichelului catalizator, când se formează etanul:

În ce raport molar reacționează C_2H_2 cu H_2 pentru a forma etena? Dar etanul?

$$\underset{\text{Acetilenă}}{HC\equiv CH} + 2\,\underset{\text{Hidrogen}}{H-H} \xrightarrow{\text{Ni. cat}} \underset{\text{Etan}}{H_3C-CH_3}$$

Adiția halogenilor (clor și brom)

Adiția halogenilor la acetilenă se desfășoară în două etape: în prima etapă se obține un derivat dihalogenat nesaturat, iar în etapa a doua un derivat tetrahalogenat saturat.

Demonstrație experimentală

Într-un pahar Erlenmeyer în care se găsește apă de brom (fig. 13.10) se introduce CaC_2.

Ce se remarcă?

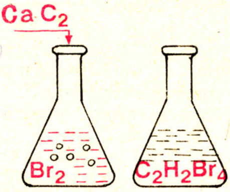


Fig. 13.10. Adiția bromului la acetilenă.

Explicația fenomenului. Apa de brom, de culoare brună, se decolorează datorită faptului că acetilena degajată în urma reacției CaC_2 cu H_2O, a adiționat bromul și a format derivați bromurați incolori. Reacțiile care au avut loc se pot prezenta prin ecuațiile:

$$\underset{\text{Acetilenă}}{\begin{array}{c}CH\\ |||\\ CH\end{array}} + \underset{\text{Brom}}{\begin{array}{c}Br\\ |\\ Br\end{array}} \rightarrow \underset{\text{1,2-dibrometenă}}{\begin{array}{c}CHBr\\ ||\\ CHBr\end{array}} + \begin{array}{c}Br\\ |\\ Br\end{array} \Rightarrow \underset{\text{1,1, 2,2-tetrabrometan}}{\begin{array}{c}CHBr_2\\ |\\ CHBr_2\end{array}}$$

Etapa I (acetilenă + brom → 1,2-dibrometenă); Etapa a II -a (1,2-dibrometenă + brom → 1,1, 2,2-tetrabrometan)

> Decolorarea apei de brom constituie o reacție de recunoaștere a compușilor nesaturați.

Adiția acizilor

Acetilena, în condiții speciale, poate adiționa acidul clorhidric, acidul cianhidric și acidul acetic, formând în prima etapă derivați nesaturați de mare importanță în industria polimerilor. De exemplu:

$$\underset{\text{Acetilenă}}{HC\equiv CH} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{H-Cl} \longrightarrow \underset{\text{Clorură de vinil}}{H_2C=CH-Cl}$$

$$\underset{\text{Acetilenă}}{HC\equiv CH} + \underset{\text{Acid cianhidric}}{H-C\equiv N} \longrightarrow \underset{\text{Cianură de vinil sau acrilonitril}}{H_2C=CH-C\equiv N}$$

Toți produșii rezultați cuprind grupul de atomi $H_2C=CH-$ denumit radicalul vinil.

Textele notate cu o linie verticală în partea stângă a paginii sunt facultative.

Compușii vinilici au tendința de a-și scinda ușor dubla legătură și de a-și uni un număr mare de molecule de același fel pentru a forma o macromoleculă numită *polimer.*

Reacția prin care un număr mare de molecule identice ale unor compuși nesaturați se unesc pentru a forma o macromoleculă cu proprietăți noi, se numește ***polimerizare.***

Astfel, polimerizarea clorurii de vinil conduce la policlorura de vinil:

> Ce formule simplificate propuneți pentru P.V.C. și pentru melană?

$$H_2C=\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}} + \left[H_2C=\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}\right]_{n-2} + H_2C=\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}} \rightarrow$$

n molecule de clorură de vinil

$$-H_2C-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}- \left[CH_2-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}\right]_{n-2} -CH_2-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}-$$

Policlorura de vinil (P.V.C.)

Polimerizarea acrilonitrilului conduce la poliacrilonitril:

$$H_2C=\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}} + \left[H_2C=\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}}\right]_{n-2} + H_2C=\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}} \rightarrow$$

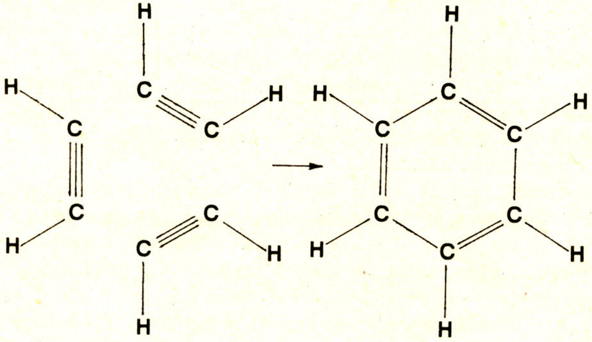
n molecule de acrilonitril

$$\rightarrow -H_2C-\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}}- \left[CH_2-\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}}\right]_{n-2} CH_2-\underset{\displaystyle C\equiv N}{\underset{|}{CH}}-$$

Poliacrilonitril (melana)

13.3.4.3. Reacții de poliadiție sau polimerizare

Berthelot, în 1866, a demonstrat experimental că la o temperatură ridicată acetilena suferă fenomenul de trimerizare ciclică, formând benzenul, C_6H_6 (hidrocarbură aromatică).



3 molecule de acetilenă **Benzen**

13.3.5. Utilizările acetilenei

Acetilena dezvoltând la ardere o mare cantitate de căldură este utilizată la sudura autogenă și la tăierea metalelor. De asemenea, acetilena este o materie primă deosebit de valoroasă în industria chimică, întrucât stă atât la baza obținerii unor produși vinilici, cu largi aplicații în industria polimerilor, cât și la prepararea materiilor prime necesare obținerii cauciucului sintetic.

13.3.6. Cauciucul natural și sintetic

Cauciucul natural este un compus macromolecular, care se găsește în arborii de cauciuc și are formula restrânsă $(C_5H_8)_n$, în care *n* poate depăși valoarea de 5 000.

Formula structurală a cauciucului natural este

$$-\left[H_2C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=CH-CH_2\right]_n-$$

și de aceea se consideră că el provine prin polimerizarea unei hidrocarburi nesaturate numite izopren, $H_2C=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH=CH_2$, 2-metil 1,3-butadienă.

Cauciucul natural se caracterizează prin elasticitatea sa. El poate să se alungească sub acțiunea unei forțe exterioare și să revină la dimensiunile inițiale după îndepărtarea acesteia. Pentru lărgirea domeniului de elasticitate și mărirea rezistenței față de agenții exteriori, în industrie, cauciucul brut este supus unor tratamente speciale, cunoscute sub denumirea de *vulcanizare.*

Vulcanizarea cauciucului constă în amestecarea cauciucului brut la cald (130–145°C) cu cantități mici de sulf (0,5–1%), oxizi metalici, negru de fum (C) și antioxidanți.

Cauciucul pentru anvelope se tratează cu o cantitate mai mare de negru de fum. Cauciucul de culoare deschisă nu conține negru de fum, dar cuprinde cantități mai mari de oxid de zinc sau de magneziu. Toate materialele străine sunt încorporate în cauciuc cu ajutorul unor mașini numite *valțuri,* care au drept piese principale doi cilindri orizontali ce se rotesc în sens opus și malaxează masa de cauciuc așezată între ei.

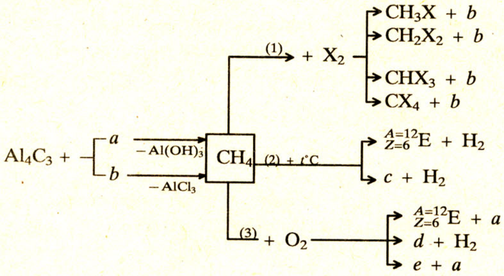
În ultimii 80 de ani cantitățile de cauciuc natural fiind cu totul insuficiente față de nevoile industriale, s-a trecut la obținerea pe cale sintetică atât a cauciucului natural (poliizoprenic), cât și a altor compuși cu proprietăți asemănătoare cauciucului natural. Varietățile de cauciuc sintetic, pe care le veți studia în clasele superioare, au la bază o catenă similară cu cea a cauciucului natural și nu identică, motiv pentru care se vulcanizează mai greu și nu aderă suficient de bine la firele de bumbac din anvelope. De aceea, cauciucul sintetic

trebuie amestecat cu un procent apreciabil de cauciuc natural. Numai poliizoprenul obținut pe cale sintetică corespunde unei structuri identice cu cauciucul natural, dar obținerea sa este în prezent costisitoare.

Ambele varietăți de cauciuc, natural și sintetic, sunt folosite în realizarea multor produse de uz industrial și casnic.

Exerciții și probleme recapitulative

1) Se dă schema de mai jos:



și se cere:

– să se scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare transformărilor din schemă;

– să se conceapă și să se rezolve o problemă complexă cu date numerice exacte, folosindu-se atât indicațiile din schemă cât și cele de mai jos:

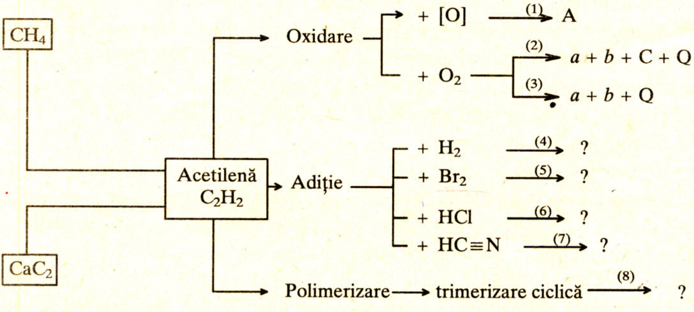
X_2 = halogen din perioada a 3-a;

c = hidrocarbură cu M = 26;

d = compus anorganic binar, oxigenat, cu M = 28;

e = oxid superior al elementului cu 6 protoni în nucleu:

2) Se dă schema obținerii și chimizării acetilenei:



şi se cere:

1. Să se determine substanţele chimice notate cu literele A, *a* şi *b*.

2. Să se scrie ecuaţiile reacţiilor chimice corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.

3. Considerând că pentru fiecare din transformările notate de la 1–8 inclusiv, se folosesc câte 6 moli de acetilenă iar necesarul total de acetilenă este produs în cantităţi egale din CH_4 şi CaC_2 să se determine numărul de moli consumaţi din fiecare din cele două materii prime mai sus menţionate (CH_4 şi CaC_2).

Alegeţi din variantele de mai jos răspunsul corect:

a) 24 moli CH_4 şi 48 moli CaC_2; b) 48 moli CH_4 şi 24 moli CaC_2; c) 24 moli CH_4 şi 24 moli CaC_2; d) 48 moli CH_4 şi 48 moli CaC_2.

4. Să se stabilească numărul molilor de produşi de adiţie obţinuţi şi să se interpreteze rezultatul: a) câte 6 moli; b) câte 3 moli; c) numărul molilor depinde de numărul etapelor reacţiilor de adiţie; d) numărul molilor este dependent de natura substanţelor adiţionate.

5. Să se specifice raportul molar în care se găsesc produşii *a* şi *b*, obţinuţi din transformarea 3:

a) 1 : 2; b) 1 : 1; c) 2 : 1; d) 3 : 1.

13.4. Alcoolul etilic $CH_3—CH_2—OH$

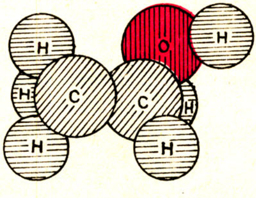


Fig. 13.11. Modelul compact al moleculei de alcool etilic.

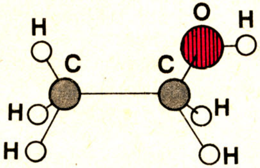


Fig. 13.12. Reprezentarea schematică a moleculei de alcool etilic.

13.4.1. Generalităţi

Alcolii sunt compuşi hidroxilici în care gruparea funcţională hidroxil, —OH este legată de un atom de carbon saturat.

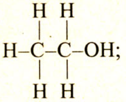
Formula generală a alcoolilor este: R—OH, în care R reprezintă un radical organic, adică un rest dintr-o hidrocarbură, cu o valenţă nesatisfăcută la un atom de carbon.

13.4.2. Structura moleculară a alcoolului etilic

Analiza compoziției alcoolului etilic a condus la următoarele concluzii:

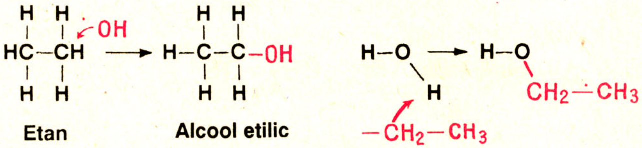
– alcoolul etilic este o combinație ternară oxigenată, deoarece cuprinde în molecula sa carbon, hidrogen și oxigen;

– formula moleculară a alcoolului etilic este C_2H_6O, iar formula structurală



– masa moleculară a alcoolului etilic este: $M = 46$.

Teoretic se poate considera că alcoolul etilic provine fie din etan, prin substituirea unui atom de hidrogen cu gruparea funcțională hidroxil, HO— fie din apă, prin substituirea unui atom de hidrogen cu radicalul etil $—C_2H_5$.



13.4.3. Obținerea alcoolului etilic

În industrie, alcoolul etilic se obține din amidonul conținut în cereale și cartofi, conform schemei:

Amidon + Apă $\xrightarrow{\text{enzime}}$ Glucoză $\xrightarrow{\text{drojdie de bere}}$ Alcool etilic + Dioxid de carbon

Procedeul este cunoscut sub numele de fermentația alcoolică.

Fermentația glucozei poate fi ușor realizată și în laborator.

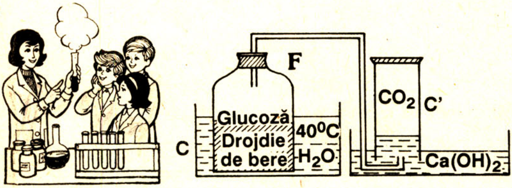


Fig. 13. Obținerea alcoolului etilic prin fermentația glucozei.

Demonstrație experimentală

Se folosește montajul din figura 13.13. În flaconul F se introduce o soluție de glucoză de $c = 15\%$ și drojdie de bere. Se menține apa din cristalizorul C la temperatura de 35°–40°C și se culege gazul dezvoltat în timp, în cilindrul C' prin dezlocuirea apei de var $[Ca(OH)_2]$ care, concomitent, se va tulbura.

A t e n ț i e ! Fermentația glucozei corespunde unui proces chimic lent. De aceea, întreaga experiență trebuie începută înainte de ora de curs, pentru ca la sfârșitul acesteia să se poată observa degajarea de CO_2 și simți mirosul specific al alcoolului etilic.

> Ce metodă de obținere a alcoolului etilic ați întâlnit în una din lecțiile precedente?

În țara noastră, la Pitești, alcoolul etilic se obține, în condiții speciale, prin adiția apei la etenă.

$$H_2C=CH_2 + H-OH \longrightarrow H_3C-CH_2-OH$$

Etenă **Apă** **Alcool etilic**

13.4.4. Proprietățile fizice ale alcoolului etilic

Alcoolul etilic pur, denumit și alcool absolut, este un lichid incolor, volatil, cu gust arzător, miros plăcut și miscibil cu apa. El rămâne lichid pe o gamă largă de temperaturi (între –120 și +78°C). Este un bun dizolvant atât pentru substanțele organice, cât și pentru unele substanțe anorganice (iod, hidroxizi alcalini etc.).

> Alcoolul etilic colorat se folosește ca lichid termometric.

> Iodul dizolvat în alcool formează tinctura de iod utilizată în medicină.

13.4.5. Proprietățile chimice ale alcoolului etilic

Alcoolii dau patru categorii de reacții:

13.4.5.1. Reacția cu metalele alcaline când se formează alcoxizi.

13.4.5.2. Reacții de deshidratare inter- și intramoleculare când se obțin eteri și respectiv hidrocarburi nesaturate cu o dublă legătură.

13.4.5.3. Reacții de esterificare cu acizi organici și anorganici formând esteri.

13.4.5.4. Reacții de oxidare și ardere.

Alcoolul etilic prezintă toate aceste proprietăți chimice.

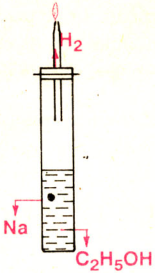


Fig. 13.14. Reacția alcoolului etilic cu sodiul metalic.

13.4.5.1. Reacția cu metalele alcaline

Demonstrație experimentală

Într-o eprubetă cu diametru mai mare luați 5 ml de alcool rafinat (fig. 13.14). Introduceți cu grijă o bucățică de sodiu bine curățită de stratul de oxizi și ștearsă de urmele de petrol în care a fost păstrată. Astupați eprubeta cu un dop de plută prevăzut cu un tub efilat. Ce observați?

Cum se desfășoară această reacție comparativ cu acțiunea sodiului asupra apei?

Explicația fenomenului. Sodiul reacționează destul de energic cu alcoolul, dar mai puțin violent decât cu apa. Ca și în reacția cu apa, sodiul înlocuiește atomul de hidrogen din gruparea hidroxil formând etoxidul de sodiu (compus ionic), odată cu degajarea de hidrogen (v. fig. 13.14). Ecuația reacției este:

$$H_3C-CH_2-OH + Na \longrightarrow H_3C-CH_2-O^-Na^+ + 1/2H_2\uparrow$$

Alcool etilic **Sodiu** **Etoxid de sodiu** **Hidrogen**

13.4.5.2. Reacția de deshidratare

Reacția de deshidratare (eliminarea apei) din alcooli poate avea loc în două feluri, în funcție de condițiile de reacție.*

Astfel, alcoolul etilic, în condiții energice, la temperatura de 200°C și în prezența unei cantități mari de acid sulfuric concentrat se deshidratează intern (intramolecular) formând etena (o hidrocarbură nesaturată cu o dublă legătură):

$$\underset{\text{H}\quad\text{OH}}{H_2C-CH_2} \xrightarrow[200^oC]{H_2SO_4} H_2C=CH_2 + H_2O$$

Alcool etilic **Etenă** **Apă**

Reacția de deshidratare internă a alcoolilor constituie o metodă de obținere a hidrocarburilor nesaturate.

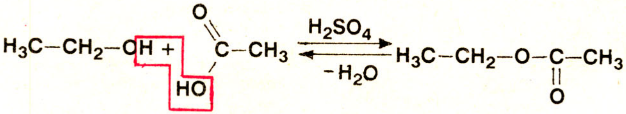
---

* Deshidratarea intermoleculară se va studia în clasele superioare.

13.4.5.3. Reacția de esterificare

Alcoolii pot reacționa atât cu acizii anorganici cât și cu acizii organici, numiți și acizi carboxilici.

Astfel cu acidul acetic, în prezența acidului sulfuric, formează acetatul de etil:



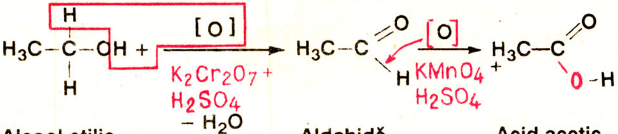
Alcool etilic **Acid acetic** **Acetat de etil**

> Cu ce substanță anorganică puteți compara esterii? Care sunt însă deosebirile?

Atenție! Experimental s-a dovedit că în reacțiile de esterificare alcoolii cedează atomul de hidrogen, iar acidul cedează gruparea hidroxil, OH.

13.4.5.4. Reacția de oxidare

Alcoolul etilic se poate oxida cu agenți oxidanți blânzi și atunci are loc de fapt o cedare a 2 atomi de hidrogen transformându-se într-o aldehidă.



Alcool etilic **Apă** **Aldehidă acetică** **Acid acetic sau etanoic**

Agentul oxidant în acest caz îl formează soluția portocalie de dicromat de potasiu, $K_2Cr_2O_7$ și acid sulfuric H_2SO_4.

> Reacția de oxidare a C_2H_5OH în CH_3-CHO stă la baza testului de alcoolemie aplicat conducătorilor auto.

Activitate independentă a elevilor

Tema 1: Într-o eprubetă luați soluție oxidantă de dicromat de potasiu cu H_2SO_4 și adăugați picătură cu picătură 3 ml de alcool etilic. Încălziți eprubeta cu grijă (fig. 13.15). Ce se observă în timp?

Explicația fenomenului. Dicromatul de potasiu în reacție cu acidul sulfuric eliberează oxigen atomic care este capabil să extragă doi atomi de hidro-

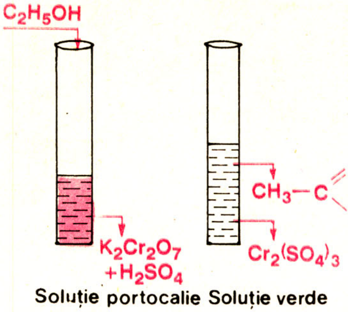


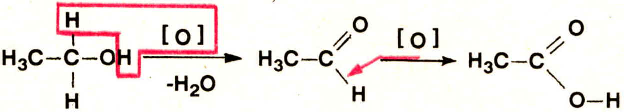
Fig. 13.15. Oxidarea blândă a alcoolului etilic cu dicromatul de potasiu în mediu acid.

gen din compoziția alcoolului pentru a forma apa. Alcoolul dehidrogenat la atomul de carbon care cuprinde gruparea hidroxil, formează aldehida. De altfel, denumirea de *aldehidă* vine de la „alcool dehidrogenat".

Formarea aldehidei acetice se recunoaște după mirosul de mere verzi și după modificarea culorii *portocalii* a dicromatului de potasiu în *verde* datorită ionilor de Cr^{3+}.

Tema 2. Într-o eprubetă curată luați 3 ml de soluție violetă de permanganat de potasiu, $KMnO_4$ și H_2SO_4. Adăugați 3 ml de alcool etilic și încălziți eprubeta cu grijă. Ce se remarcă după un timp?

Explicația fenomenului. Permanganatul de potasiu în reacție cu acidul sulfuric dezvoltă oxigen atomic care este foarte reactiv. Acesta produce inițial oxidarea alcoolului în aldehidă, dar în etapa următoare oxidează aldehida acetică în acid acetic, conform ecuației:



Alcool etilic **Aldehidă acetică** **Acid acetic**

Formarea acidului acetic se recunoaște atât după mirosul acru, caracteristic acidului acetic, cât și după decolorarea soluției de permanganat de potasiu.

Alcoolul etilic arde și ca orice substanță organică, prin combustie, formează dioxid de carbon și apă.

Activitate independentă a elevilor

Pe două sticle de ceas puneți câte 5 ml de alcool etilic. Separat, pregătiți un pahar Berzelius cu pereții reci și uscați și un alt pahar Berzelius cu pereți umeziți cu apă de var, $Ca(OH)_2$.

> Alcoolul etilic, datorită proprietății sale de a arde este folosit drept combustibil.

Cu un chibrit aprins dați foc alcoolului de pe cele două sticle de ceas.

Țineți deasupra celor două flăcări, paharele Berzelius pregătite anterior (fig. 13.16.) Observați cu atenție culoarea flăcării și fenomenele produse în cele două pahare Berzelius. Ce observați?

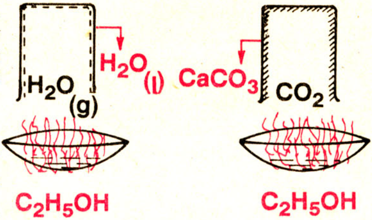


Fig. 13.16. Arderea alcoolului etilic și punerea în evidență a produșilor rezultați.

Explicația fenomenului. Alcoolul etilic este inflamabil, se aprinde cu ușurință și arde cu o flacără fierbinte, pală, albăstruie, ceea ce confirmă o combustie completă.

Ecuația reacției de ardere este:

$$\underset{\text{Alcool etilic}}{H_3C{-}CH_2{-}OH} + \underset{\text{Oxigen}}{3O_2} = \underset{\text{Dioxid de carbon}}{2CO_2\uparrow} + \underset{\text{Apă}}{3H_2O} + 325\ \text{kcal}$$

Dioxidul de carbon rezultat se pune practic în evidență prin formarea unei pulberi albe pe paharul cu pereții umeziți cu apă de var. Apa rezultată se evidențiază prin aburirea paharului Berzelius cu pereții uscați și reci, datorită condensării vaporilor de apă. Procesele care au avut loc se pot reprezenta astfel:

$$\underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} + \underset{\text{Hidroxid de calciu}}{Ca(OH)_2} = \underset{\text{Carbonat de calciu}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

$$H_2O_{(v)} \xrightarrow{\text{condensare}} H_2O_{(l)}$$

13.4.6 Utilizările alcoolului etilic

Alcoolul etilic este utilizat în medicină ca antiseptic, în industria medicamentelor, în industria alimentară (băuturi alcoolice) și în industria chimică (ca solvent și materie primă în sinteza unor compuși organici).

Exerciții și probleme recapitulative

1) Cunoscând compoziția și formula alcoolului etilic stabiliți din ce clasă de substanțe organice face parte.

2) Care este compoziția procentuală a alcoolului etilic?
a) 13,04% C, 34,78% H, 52,17% O; b) 52,17% H, 13,04% O, 34,78% C; c) 52,17% C, 13,04% H, 34,78% O; d) 52,17% C, 13,04% O, 34,78% H.

3) Pentru obținerea alcoolului etilic se folosesc 112 g etenă. Ce cantitate de apă s-a utilizat și câți moli de alcool s-au obținut? a) 72 kg H_2O și 184 kg alcool; b) 184 g H_2O și 72 g alcool; c) 4 moli H_2O și 184 g alcool; d) 72 g H_2O și 4 moli alcool.

4) Se tratează alcoolul etilic obținut în problema precedentă cu sodiu metalic. Calculați cantitatea de sodiu consumat și numărul de moli de gaz rezultat: a) 9,2 g Na și 4 moli H_2; b) 92 g Na și 2 moli H_2; c) 2 moli Na și 9,2 g H_2; d) 4 moli Na și 4 moli H_2.

5) La 8 kmoli de etenă se adiționează apă și se obține un produs A care după oxidare energică se transformă în acid acetic. Numărul molilor de H_2O utilizați și masa substanței A rezultate sunt: 8 kmoli H_2O și 368 kg A; b) H_2O și 368 g A; c) 8 moli H_2O și 184 kg A; d) 8 moli H_2O și 368 g A.

13.5. Acidul acetic $CH_3-C(=O)-OH$

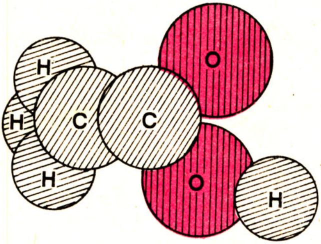


Fig. 13.17. Modelul compact al moleculei de acid acetic.

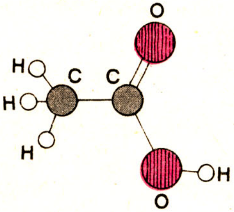


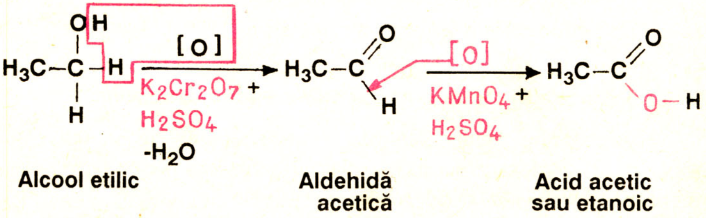
Fig. 13.18. Reprezentarea schematică a moleculei de acid acetic.

13.5.1 Generalități

Acidul acetic, cunoscut sub numele științific de acid etanoic, este un acid organic. Acizii organici sau carboxilici sunt compuși organici oxigenați care conțin în molecula lor gruparea funcțională carboxil $-C(=O)OH$ legată de un radical organic. Formula generală a acizilor carboxilici este $R-C(=O)OH$.

13.5.2. Structura moleculară a acidului acetic

Structura moleculară a acidului acetic se deduce ușor din succesiunea de reacții care reprezintă oxidarea alcoolului etilic, până în fază de acid.



13.5.3. Obținerea acidului acetic

Industrial, acidul acetic se obține prin fermentația acetică a alcoolului etilic.

O soluție diluată de alcool etilic sau un vin cu puține grade alcoolice, dacă se lasă în recipienți larg deschiși se transformă încetul cu încetul în oțet (o soluție cu gust acru și usturător).
Reacția care a avut loc se poate scrie astfel:

$$\underset{\text{Alcool etilic}}{H_3C-CH_2-OH} + O_2 \xrightarrow{\text{fermenți}} \underset{\text{Acid acetic}}{CH_3-COOH} + H_2O$$

Acidul acetic poate fi sintetizat din etenă, așa cum s-a văzut în lecțiile anterioare:

$$(2)\quad H_2C=CH_2 + HOH \longrightarrow H_3C-CH_2-OH \xrightarrow[-H_2O]{O_2} H_3C-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow OH\end{matrix}$$

13.5.4. Proprietățile fizice ale acidului acetic

Acidul acetic, la temperatura ambiantă este un lichid incolor, cu gust acru, cu un miros puternic, înțepător, iritant, miscibil cu apă și cu densitatea aproximativ egală cu a apei.

> Ce proprietăți fizice are soluția diluată de acid acetic (oțetul)?

În industrie acidul acetic se folosește sub forma unei soluții de concentrație 6–9%. Acidul acetic concentrat sau diluat constituie un bun dizolvant pentru multe substanțe organice.

13.5.5. Proprietățile chimice ale acidului acetic

Acizii organici prezintă atât proprietățile acizilor anorganici (minerali) cât și proprietățile caracteristice acizilor carboxilici.

13.5.5.1. Proprietățile chimice comune cu ale acizilor anorganici

Deoarece proprietățile generale ale acizilor se cunosc din lecțiile anterioare în continuare se va verifica experimental respectarea acestor proprietăți de către acidul acetic.

Activitate independentă a elevilor

Luați în cinci eprubete diferite câte 4 ml soluție diluată de acid acetic (fig. 13.19). Adăugați în prima eprubetă câteva picături de soluție de turnesol, în a doua eprubetă două granule de zinc, în a treia eprubetă un vârf de spatulă de oxid de cupru, în a patra hidroxid de cupru proaspăt preparat (din $CuSO_4$ și NaOH) și în ultima carbonat de sodiu solid.

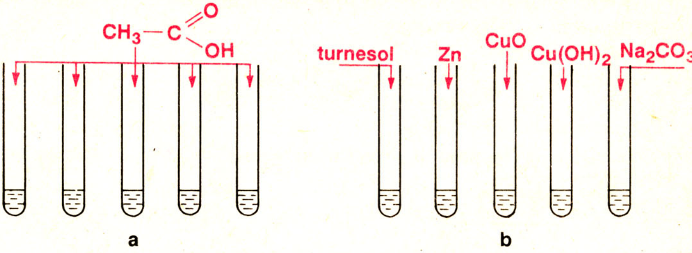


Fig. 13.19. Acțiunea acidului acetic asupra turnesolului, zincului, oxidului de cupru, hidroxidului de cupru și carbonatului de sodiu.

> Cum se desfășoară reacțiile CH_3-COOH comparativ cu reacțiile H_2SO_4 sau HCl cu aceleași substanțe?

Lăsați eprubetele în stativ și urmăriți cu grijă și multă atenție fenomenele care au loc. Ce se remarcă? Ce concluzie trageți asupra tăriei acidului acetic față de tăria acizilor organici studiați?

Explicația fenomenelor. 1. Acidul acetic are acțiune asupra turnesolului (și în general asupra indicatorilor), deci este un acid tipic. Faptul că intensitatea culorii roșii a turnesolului în acid acetic este mult mai slabă în comparație cu aceea dată de acizii sulfuric și clorhidric, dovedește că acidul acetic este un acid slab.

2. Acidul acetic reacționează lent cu zincul metalic, iar cantitatea de hidrogen dezvoltată este atât de mică încât gazul nu poate fi aprins. Ecuația reacției care a avut loc este:

$$\underset{\text{Acid acetic}}{2CH_3-C\overset{\diagup\!\!\diagup O}{\diagdown OH}} + \underset{\text{Zinc}}{Zn} \longrightarrow \underset{\text{Acetat de zinc}}{\left(CH_3-C\overset{\diagup\!\!\diagup O}{\diagdown O^-}\right)_2 Zn^{2+}} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2\uparrow}$$

3. Acidul acetic reacționează și cu oxidul de cupru, CuO, formând acetatul de cupru și apa:

$$\underset{\text{Acid acetic}}{2CH_3-C\overset{\diagup\!\!\diagup O}{\diagdown OH}} + \underset{\text{Oxid de cupru}}{CuO} \longrightarrow \underset{\text{Acetat de cupru}}{\left(CH_3-C\overset{\diagup\!\!\diagup O}{\diagdown O^-}\right)_2 Cu^{2+}} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

4. Dintr-o soluție de sulfat de cupru și alta de hidroxid de sodiu se prepară hidroxidul de cupru conform ecuației:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

Precipitatul rezultat se tratează cu acidul acetic:

$$2CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow OH\end{matrix} + Cu(OH)_2 \rightarrow \left(CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow O^-\end{matrix}\right)_2 Cu^{2+} + 2H_2O$$

Acid acetic	Hidroxid de cupru	Acetat de cupru	Apă

5. La adăugarea carbonatului de sodiu, are loc imediat o reacție cu efervescență în urma căreia se dezvoltă CO_2 și se formează acetat de sodiu și apă:

$$2CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow OH\end{matrix} + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow O^-Na^+\end{matrix} + CO_2\uparrow + H_2O$$

Acid acetic	Carbonat de sodiu	Acetat de sodiu	substanțe rezultate din descompunerea acidului carbonic.

13.5.5.2. Proprietățile caracteristice acizilor carboxilici

Cea mai importantă reacție a acizilor organici este reacția de esterificare, care pentru acidul acetic a fost deja prezentată la tema „alcoolul etilic".

> Scrieți ecuația reacției de obținere a acetatului de etil.

Se amintește însă, că reacția este reversibilă, are loc la cald și în prezența acidului sulfuric drept catalizator.

Celelalte proprietăți specifice se vor studia în liceu.

13.5.6. Utilizările acidului acetic

Acidul acetic este utilizat în industria alimentară drept condiment, la conservarea unor alimente și la obținerea unor esențe aromate. În industria medicamentelor, acidul acetic este folosit la fabricarea aspirinei și a altor medicamente, mai puțin cunoscute.

Exerciții și probleme recapitulative

1) Comparați structura acidului acetic cu aceea a alcoolului etilic și a acetaldehidei.

2) Care este proporția de oxigen în acidul acetic? a) 26,66%; b) 53,33%; c) 40%; d) 6,66%.

3) Ce număr de moli de hidrogen se degajă la tratarea a 120 kg acid acetic cu zinc metalic. a) 10 moli; b) 100 moli; c) 1 000 moli; d) 2 kmoli.

4) O cantitate de 2,250 kg soluție de acid acetic de concentrație 8% reacționează cu oxid de magneziu. Câți moli de acetat de magneziu rezultă? a) 1 mol; b) 2 moli; c) 3 moli; d) 1,5 moli.

5) Se neutralizează 2 kg soluție de acid acetic de concentrație 6% cu o soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 20%. Care este masa soluției de hidroxid de sodiu consumată? a) 400 g sol; b) 200 g sol; c) 80 g sol; d) 800 g sol.

6)* Care va fi suita de reacții prin care se poate sintetiza acetatul de calciu pornind de la acetilenă?

7)* Ce șir de reacții propuneți pentru a trece de la etenă la acetatul de zinc?

13.6. Grăsimi

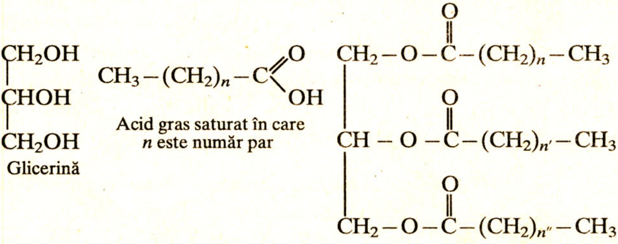
13.6.1. Generalități

Grăsimile sunt amestecuri naturale de esteri micști ai glicerinei cu acizii grași. Glicerina este un polialcool și anume 1, 2, 3-propantriol. Acizii grași sunt acizi monocarboxilici cu următoarele caracteristici:

– au un număr mare și par de atomi de carbon;

– au catenă liniară (neramificată), saturată sau nesaturată.

Formulele glicerinei a acizilor grași saturați și a unei grăsimi solide oarecare sunt:



Glicerină

Acid gras saturat în care *n* este număr par

Grăsime

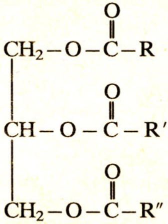
în care: $n=n'=n''$ sau $n \neq n' \neq n''$

Întrucât acizii grași pot fi saturați sau nesaturați, formula unui acid gras oarecare se poate exprima mai simplu sub forma $R-C\begin{matrix}^{\nearrow O}\\ _{\searrow OH}\end{matrix}$ în care R

---

* Problemele sunt facultative.

corespunde unui radical organic saturat sau nesaturat. Pentru o astfel de notație a acidului gras, formula generală a grăsimilor devine:



> Considerînd că acidul gras care a esterificat glicerina are 4 atomi de carbon, stabiliți formula grăsimii.

în care R poate fi identic cu R′ și R″ sau poate fi diferit de aceștia.

Atenție! O grăsime naturală nu conține niciodată un singur tip de acid, în schimb în laborator se poate esterifica glicerina cu același acid și deci se poate obține o „grăsime simplă“, care cuprinde trei radicali identici ai aceluiași acid.

Grăsimile în care predomină acizii saturați sunt solide la temperatura normală (de ex. seul de bou), iar cele în care predomină acizii nesaturați sunt lichide la această temperatură (de ex. uleiurile vegetale).

13.6.2. Obținerea grăsimilor

Grăsimile animale se obțin prin topirea țesuturilor în care sunt conținute (seu, untură, osânză etc.) sau prin agitarea sau centrifugarea laptelui (untul).

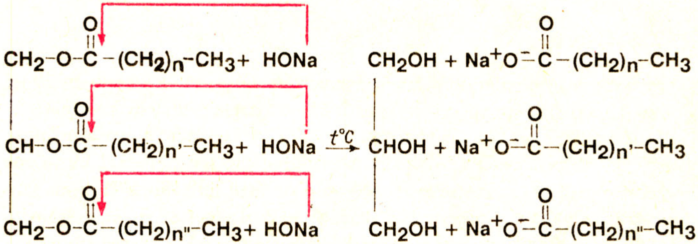
Grăsimile vegetale din semințe (floarea-soarelui, ricin, sâmburi de măsline etc.) se obțin fie prin presare, fie prin extragere cu solvenți.

13.6.3. Proprietățile fizice ale grăsimilor

Grăsimile sunt substanțe solide, semisolide sau lichide, mai ușoare decât apa, insolubile în apă, dar solubile în solvenți organici (benzen, eter etc.). Fiind amestecuri de substanțe și nu substanțe pure nu au puncte fixe de topire și fierbere. La încălzire se înmoaie și apoi se topesc pe un interval mai larg de temperatură.

13.6.4. Proprietățile chimice ale grăsimilor

Cea mai importantă proprietate chimică a grăsimilor este hidroliza, fenomen în urma căruia se formează glicerina și acizii grași din care au provenit. Dacă hidroliza are loc la cald în mediu alcalin, pe lângă glicerină se obțin sărurile alcaline ale acizilor grași, adică săpunurile. De aceea hidroliza bazică a grăsimilor se numește *saponificare*. Ecuația reacției de saponificare este:



Grăsime **Glicerină** **Săpun**

Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă luați un vârf de spatulă de grăsime de porc. Adăugați benzen și agitați eprubeta până la dizolvarea completă a grăsimii (fig. 13.20). Când soluția este limpede, adăugați câteva picături de soluție de hidroxid de sodiu. Ce observați?

Explicația fenomenelor. Grăsimea dizolvată în benzen, C_6H_6 reacționează ușor cu hidroxidul de sodiu, NaOH, fapt remarcat prin apariția unei substanțe albe care plutește la suprafața lichidului și care este săpunul. În lichidul rămas la fundul eprubetei se găsește glicerina rezultată din hidroliza grăsimii.

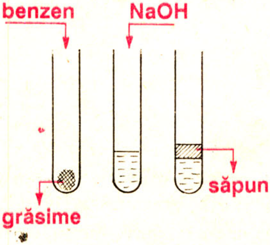


Fig. 13.20. Saponificarea grăsimilor.

Grăsimile lichide, deoarece conțin catene nesaturate ale resturilor de acizi grași, pot da reacții de adiție a hidrogenului (reacții de hidrogenare) sau a halogenilor, (reacții de halogenare).

Reacția de hidrogenare a grăsimilor lichide vegetale stă la baza obținerii margarinei (untul vegetal). Margarina are aspectul, consistența, mirosul și gustul apropiat cu cel al untului natural, deoarece grăsimilor vegetale supuse hidrogenării li se adaugă lapte, vitamine și coloranți.

13.6.5. Importanța grăsimilor

Grăsimile sunt componente esențiale ale alimentației normale a omului. În cazul unui abuz de grăsimi, acestea se depun în unele țesuturi animale, constituind rezerve.

Grăsimile solide și lichide sunt materiile prime pentru obținerea săpunurilor.

13.7. Zahărul $C_{12}H_{22}O_{11}$

13.7.1. Generalități

Zahărul, sau științific denumit zaharoza, aparține unui grup numeros de compuși organici, foarte răspândit în natură, cunoscut sub numele de zaharide.

Zaharidele sunt produși naturali ternari (C, H, O), care se sintetizează în plante sub influența luminii (fotosinteză). Hidrogenul și oxigenul din zaharide respectă proporția în care apar și în compoziția apei, fapt care a făcut ca mult timp acestea să fie cunoscute sub denumirea de *hidrați de carbon*. Formula generală a zaharidelor este $C_n(H_2O)_m$ în care $n = m$ sau $n \neq m$. Astfel, glucoza și fructoza au $n = m = 6$ și deci formula moleculară respectivă, $C_6(H_2O)_6$; zaharoza are $n = 12$ și $m = 11$ și deci formula moleculară $C_{12}H_{22}O_{11}$.

După procesul de hidroliză pe care-l pot suferi, se disting trei clase importante:

1. *Monozaharide* – zaharide nehidrolizabile.

2. *Dizaharide* – zaharide care prin hidroliză formează două molecule de monozaharide.

3. *Polizaharide* – zaharide care prin hidroliză formează molecule de monozaharide, în care $n > 100$.

Zaharoza sau zahărul este cea mai importantă dizaharidă. Ea provine din două molecule de monozaharide (glucoză și fructoză) prin eliminarea unei molecule de apă:

$$\underset{\text{Glucoză}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Fructoză}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\text{Zaharoză}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

13.7.2. Fabricarea zahărului

La noi în țară zahărul se obține din sfeclă de zahăr care se taie sub formă de tăiței și se tratează cu apă caldă. Din celulele sfeclei, zahărul se dizolvă în apă obținându-se o soluție zaharată. Aceasta este ulterior supusă unor operații de purificare, concentrare, cristalizare și centrifugare. Lichidul rămas după

centrifugare se numește melasă și cuprinde până la 50% zahăr, fiind utilizat atât pentru fabricarea alcoolului etilic, cât și ca hrană pentru animale.

Zahărul obținut la prima cristalizare cuprinde încă multe substanțe străine; are o culoare gălbuie și trebuie supus unor operații de purificare (rafinare). Rafinarea zahărului constă în dizolvarea lui în apă, decolorarea soluției cu cărbune activ, concentrarea acesteia, recristalizarea zahărului și separarea cristalelor prin centrifugare.

La noi în țară se găsesc fabrici de zahăr la: Arad, Bod, Bucecea, Giurgiu, Roman, Sascut etc.

13.7.3. Proprietățile fizice și chimice ale zahărului

Zahărul este o substanță solidă, cristalizată, solubilă în apă, cu gust dulce. Încălzit, zahărul se topește apoi devine zahăr caramel (lichid galben-brun), ca în continuare să se carbonizeze.

Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă luați o cantitate mică de zahăr tos și încălziți cu grijă conținutul eprubetei urmărind cu atenție toate fazele mai sus menționate. Ce miros simțiți? Ce se observă pe pereții interiori ai eprubetei? Cum vă explicați fenomenele?

Explicația fenomenelor. Zahărul tos începe să se topească la 185°C și formează un lichid care treptat, treptat își închide culoarea până devine brun, cu aspect sticlos (zahărul caramel). Continuând încălzirea, se simte mirosul de zahăr ars și, în final, zahărul pierzând hidrogenul și oxigenul sub formă de apă (care se condensează pe pereții eprubetei) se transformă într-o pulbere neagră, amorfă, care nu este altceva decât cărbunele de zahăr.

O proprietate chimică importantă a zahărului o constituie hidroliza acestuia.

O soluție de zahăr, încălzită în prezența acidului clorhidric drept catalizator, suferă fenomenul de hidroliză și se transformă în cele două monozaharide din care a provenit:

$$\underset{\text{Zaharoză}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} \xrightarrow[\text{catalizator}]{} \underset{\text{Glucoză}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Fructoză}}{C_6H_{12}O_6}$$

13.7.4. Utilizările zahărului

Zahărul fiind în totalitatea sa asimilat de organismul uman, este folosit în alimentația zilnică, constituind un important factor energetic (1 gram de zahăr produce 4,2 calorii).

Nr. crt.	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Numărul atomic Z	Masa atomică relativă*	Masa atomică rotunjită
1	2	3	4	5	6
1	Aluminiu	Al	13	26,98	27
2	Argint	Ag	47	107,9	108
3	Argon	Ar	18	39,95	40
4	Aur	Au	79	197,0	197
5	Azot	N	7	14,01	14
6	Bariu	Ba	56	137,3	137
7	Bismut	Bi	83	209,0	209
8	Bor	B	5	10,81	11
9	Brom	Br	35	79,90	80
10	Cadmiu	Cd	48	112,4	112
11	Calciu	Ca	20	40,08	40
12	Carbon	C	6	12,01	12
13	Cesiu	Cs	55	132,9	133
14	Clor	Cl	17	35,40	35,5
15	Cobalt	Co	27	58,93	59
16	Crom	Cr	24	52,00	52
17	Cupru	Cu	29	63,55	64
18	Fier	Fe	26	55,85	56
19	Fluor	F	9	19,00	19
20	Fosfor	P	15	30,97	31
21	Germaniu	Ge	32	72,59	73
22	Heliu	He	2	4,003	4
23	Hidrogen	H	1	1,008	1
24	Iod	I	53	126,9	127
25	Iridiu	Ir	77	192,2	192
26	Kripton	Kr	36	83,80	84
27	Litiu	Li	3	6,941	7
28	Magneziu	Mg	12	24,31	24
29	Mangan	Mn	25	54,94	55
30	Mercur	Hg	80	200,6	201
31	Molibden	Mo	42	95,94	96
32	Neon	Ne	10	20,18	20
33	Nichel	Ni	28	58,69	59
34	Oxigen	O	8	16,00	16
35	Platină	Pt	78	195,1	195
36	Plumb	Pb	82	207,2	207
37	Poloniu	Po	84	210,0	210
38	Potasiu	K	19	39,10	39
39	Radiu	Ra	88	226,0	226
40	Rubidiu	Rb	37	85,47	85

* Masele atomice în acest tabel sunt cele care au fost adoptate de Uniunea Internațională de Chimie în 1983.

1	2	3	4	5	6
41	Seleniu	Se	34	78,96	79
42	Siliciu	Si	14	28,09	28
43	Sodiu	Na	11	22,99	23
44	Staniu	Sn	50	118,7	119
45	Stibiu	Sb	51	121,8	122
46	Stronțiu	Sr	38	87,62	88
47	Sulf	S	16	32,07	32
48	Telur	Te	52	127,6	128
49	Titan	Ti	22	47,88	48
50	Thoriu	Th	90	232,0	232
51	Uraniu	U	92	238,0	238
52	Wolfram	W	74	183,9	184
53	Xenon	Xe	54	131,3	131
54	Zinc	Zn	30	65,39	65

Anexa 2

Soluția problemei 10 din capitolul 5

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Ecuația reacției chimice		$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
Semnificația	în grame	100 g 2·36,5 g 44 g
	în moli	1mol 2 moli 1mol
Datele problemei	în grame	10g x g y g
	în moli	0,1 moli a moli b moli
Determinarea necunoscutelor	în grame	$x = \frac{73g \cdot 10g}{100g} = 7,3gHCl$ $y = \frac{10g \cdot 44g}{100g} = 4,4gCO_2$
	în moli	$a = \frac{0,1 \cdot 2}{1} = 0,2$ moli HCl $b = \frac{0,1 \cdot 1}{1} = 0,1$ moli CO_2
Determinarea cantității de soluție de HCl 10% utilizată	Rezolvare literală	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$ $m_s = \frac{100 m_d}{c}$
	Rezolvare numerică	$m_s = \frac{7,3g \cdot 100}{10} = 73g$ sol HCl 10%
		R Se dezvoltă 4,4 g CO_2. Se utilizează 73 g soluție HCl 10%.

Soluția problemei 11) din capitolul 5

Determinarea substanțelor chimice necunoscute

a = Cl_2	*d* = $ZnCl_2$	*g* = $Zn(OH)_2$	*j* = HNO_3
b = H_2SO_4	*e* = ZnO	*h* = CO_2	*k* = KCl
c = NH_4Cl	*f* = H_2O	*i* = $AgNO_3$	

Ecuațiile reacțiilor chimice

1) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

2) $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4$

3) $HCl + NH_3 = NH_4Cl$

4) $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

5) $2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O$

6) $2HCl + Zn(OH)_2 = ZnCl_2 + 2H_2O$

7) $2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$

8) $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$

9) $6HCl + KClO_3 = KCl + 3Cl_2\uparrow + 3H_2O$

Aplicațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă

Reacția 1) își găsește aplicație în industrie, la sinteza acidului clorhidric.

Reacția 2) își găsește aplicație la obținerea acidului clorhidric în laborator și la obținerea sulfatului de sodiu ca produs secundar.

Reacția 3) se folosește la obținerea clorurii de amoniu în laborator.

Reacția 4) se utilizează în laborator pentru obținerea hidrogenului.

Reacțiile 4), 5) și 6) sunt folosite la obținerea clorurilor.

Reacția 7) este utilizată la recunoașterea carbonaților și obținerea dioxidului de carbon.

Reacția 8) este folosită la recunoașterea acidului clorhidric sau, mai general, la recunoașterea ionului de clor Cl^-.

Reacția 9) este utilizată în laborator pentru obținerea clorului.

Tipurile de legături prezentate de substanțele subliniate

Molecula de H_2 prezintă legătură covalentă nepolară. Atomii de hidrogen pun în comun electronii de valență și se formează astfel un dublet de electroni în jurul fiecărui atom:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$

Compusul ionic NaCl se formează în urma unui transfer de electroni. Atomul de sodiu cedează electronul de valență și se transformă în ionul de sodiu Na^+. Atomul de clor acceptă electronul cedat de atomul de sodiu și formează ionul de clor Cl^- :

$$Na\cdot \longrightarrow Na^+ + e^-$$

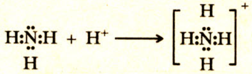
$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

$$Na^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+Cl^-$$

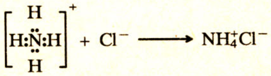
Ionii de sodiu și clor, având sarcini de semn contrar, se atrag și se formează compusul ionic: clorura de sodiu.

Clorura de amoniu NH_4Cl. În timpul reacției amoniacului, NH_3 cu acidul clorhidric, HCl au loc următoarele procese:

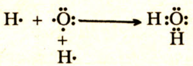
– Formarea ionului amoniu prin legătură donor-acceptor (legătură coordinativă) între azot și hidrogen:



– Formarea compusului NH_4Cl prin exercitarea forței electrostatice de atracție între ionul amoniu NH_4^+ și ionul clorură Cl^-.



Molecula de apă H_2O prezintă legătura covalentă polară:



Cei doi atomi de hidrogen își pun în comun electronii de valență cu doi electroni ai oxigenului, formând două covalențe.

Perechea comună de electroni este însă deplasată spre atomul de oxigen (element cu puternic caracter electronegativ) și din acest motiv molecula de apă este polară.

Pionierii chimiei româneşti

Cunoaşterea tezaurului ştiinţific românesc, a pionierilor deschizători de drumuri şi fondatori ai şcolii de chimie românească, a reprezentanţilor de seamă ai diverselor domenii ale chimiei este o datorie patriotică pentru tinerele generaţii. Ele trebuie să păstreze vie imaginea oamenilor de seamă ai ţării, a acelora care au contribuit, prin realizările lor, obţinute uneori în condiţii vitrege, la dezvoltarea cercetării chimice în România.

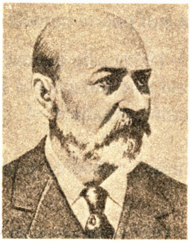
În cele ce urmează ne vom opri, foarte succint, asupra câtorva personalităţi proeminente reprezentând pionieri ai chimiei româneşti.

Nicolae Teclu (1839–1918) este primul specialist român în industria chimică. Deşi a profesat în afara hotarelor ţării, şi-a închinat toate descoperirile patriei sale, menţinând permanent legătura cu chimiştii români. Nicolae Teclu este recunoscut ca un inventator de aparatură chimică. Studiind problemele arderii şi ale amestecurilor explozive, el a descoperit becul cu gaz care-i poartă numele. Ca o recunoaştere a meritelor sale, Nicolae Teclu a fost ales membru al Academiei Române.

Petru Poni (1841–1925) este unul dintre fondatorii şcolii româneşti de chimie. A elaborat primele manuale de fizică şi chimie, bazate pe teoria atomică. Timp de 50 de ani, numeroase generaţii de elevi şi studenţi au învăţat după aceste manuale. A înfiinţat la Iaşi, cu multe dificultăţi, primul laborator pentru lucrări practice. Activitatea sa de cercetare a fost de-a dreptul prodigioasă faţă de mijloacele de care dispunea.

Studiul apelor minerale din judeţul Neamţ (problemă repusă în discuţie astăzi, după circa 70 de ani), *Cercetări asupra mineralelor şi lacurilor sărate din România, Studiul petrolului românesc* – sunt numai câteva titluri din vasta sa

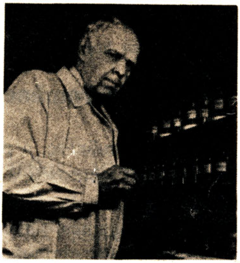
Nicolae Teclu



Petru Poni

Contantin Istrati

C.G. Longinescu



Gheorghe Spacu

Radu Cernătescu

activitate de cercetare în domeniul chimiei, exemplu de cercetare aplicativă, în scopul cunoașterii eficiente a bogățiilor naționale.

Fondator al unor societăți științifice, Petru Poni a pus și bazele publicației «Analele Științifice ale Universității din Iași».

Constantin Istrati (1850–1918) poate fi socotit fondatorul școlii românești de chimie organică. Cartea sa: *Curs elementar de chimie,* tradusă în mai multe limbi, este apreciată de marile personalități din domeniul chimiei pe plan mondial.

Activitatea sa științifică se caracterizează prin legătura strânsă între teorie și practică.

«Imediat ce face o descoperire de știință pură, îi caută o aplicație, se căznește să scoată un folos pentru omenire» spunea Emil Racoviță despre C. Istrati. Aceste cuvinte par desprinse din dezideratele științifice ale zilelor noastre. Printre altele, C. Istrati a descoperit o clasă nouă de coloranți organici. Tot el a pus bazele analizei organice.

Lazăr Edeleanu (1861–1941), un alt chimist român, s-a remarcat prin cercetări în domeniul chimiei petrolului.

Cunoscută și aplicată și astăzi în multe state, metoda de purificare a petrolului lampant cu dioxid de sulf poartă numele său.

G.G. Longinescu (1869–1939) este cunoscut ca un desăvârșit pedagog, deși în ultima perioadă a carierei sale didactice a fost orb. El a adus contribuții substanțiale în domeniul chimiei organice și mai ales în analiza chimică gravimetrică.

După tratatele sale de chimie, metodice și clare, s-au pregătit serii întregi de chimiști.

Gheorghe Spacu (1883–1955) este creatorul școlii românești de chimie a combinațiilor complexe. Eminent profesor și cercetător, el elaborează sinteze

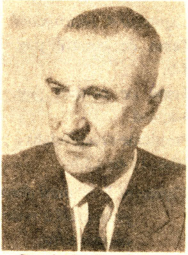
noi de combinații complexe, metode noi de analiză cantitativă, trecute în normativele internaționale.

Alături de analiza volumetrică și gravimetrică, inițiază aplicarea metodelor fizice în cercetarea chimică.

Radu Cernătescu (1894–1958), primul profesor ieșean de chimie analitică, promovează metodele fizico-chimice de cercetare. Continuă cercetarea chimică în domeniul combinațiilor complexe.Sintetizează substanțe chimice cu acțiune bacteriostatică.

Eugen Angelescu (1896–1968), personalitate marcantă a învățământului și cercetării din domeniile chimiei organice, a introdus metodele fizice în cercetarea compușilor organici. Preocupat de aspectele aplicative ale cercetărilor sale, a obținut rezultate valoroase, unanim recunoscute, în domeniul chimiei coloidale.

Costin D. Nenițescu (1902–1970), personalitate marcantă a chimiei românești, a adus valoroase contribuții la dezvoltarea chimiei organice, recunoscute pe plan mondial. Studiile sale din domeniul chimiei hidrocarburilor, sintezei unor cicluri, polimerizării, reacțiilor catalitice, mecanismelor de reacție, sunt apreciate în mod deosebit și au impus școala de chimie organică românească. Având preocupări multiple, a dat manuale și tratate valoroase pentru învățământul chimic de toate gradele.


Costin D. Nenițescu

Capitolul 3. Oxigenul

Teme de control pag. 43: Tema 2-b; 3-a; 4-c; 5-a.

Teme de control pag. 48: Tema 1-d; 2-b; 3-c.

Probleme recapitulative pag. 52: Problema 10-b; 11-c.

Capitolul 4. Hidrogenul

Teme de control pag. 58: Tema 2-c; 3-d; 4-b.

Teme de control pag. 61: Tema 1-b; 2-b; 3-a; 4-d.

Probleme recapitulative pag. 64: Problema 9-c; 10-a; 11-b; 12-b.

Capitolul 5. Noțiuni despre grupa a VII-a principală a sistemului periodic al elementelor.

Probleme recapitulative pag. 74

Problema 8) Răspuns c
9) .... b
10) 1. .... d
10) 2. .... d
10) 3. .... d

Exerciții și probleme recapitulative pag. 83

Problema 8) Răspuns b
9) c
10) 1. .... a
10) 2. .... a

Capitolul 6. Noțiuni despre grupa a VI-a principală a sistemului periodic al elementelor

Exerciții și probleme recapitulative pag. 98

Problema 6) Răspuns d
7) .... b
8) c

Capitolul 7. Noțiuni despre grupa a V-a principală a sistemului periodic al elementelor

Probleme recapitulative pag. 111

Problema 8) Răspuns a
9) c

Exerciții și probleme recapitulative pag. 119

Problema 9) Răspuns d
10) c
11) .... b
12) 1. $4NH_3+5O_2=$
$=4NO+6H_2O$
$4NO+2O_2=4NO_2$
$4NO_2+O_2+2H_2O$
$=4HNO_3$
12) 2 .... a

Capitolul 8. Noțiuni despre grupa a IV-a principală a sistemului periodic al elementelor

Exerciții și probleme recapitulative pag. 140

Problema 8) Răspuns a
9) c
10) .... d

Capitolul 9. Caractere generale ale metalelor

Exerciții și probleme recapitulative pag. 157

Problema 7) Răspuns b
8) c
9) .... a
10) .... d
11) c

Capitolul 10. Aluminiul

Exerciții și probleme recapitulative pag.162

Problema 5) Răspuns b
6) c

Capitolul 11. Ferul

Exerciții și probleme recapitulative pag. 171

Problema 4) Răspuns b

5) .... a

6) c

Capitolul 12. Cuprul

Exerciții și probleme recapitulative pag. 177

Problema 6) Răspuns b

Capitolul 13. Studiul sumar al unor compuși organici cu deosebită importanță practică și industrială.

11.3. *Acetilena. Exerciții și probleme recapitulative* pag. 189

Problema 2) 3. Răspuns b

2) 4. ....a

2) 5. c

13.4. *„Alcoolul etilic" Exerciții și probleme recapitulative* pag. 196

Problema 2) Răspuns c

3) ....d

4) ....b

5) ....a

13.5. *„Acidul acetic" Exerciții și probleme recapitulative* pag. 200

Problema 2) Răspuns b

3) c

4) ....d

5) ....a

Test recapitulativ de autoevaluare

Autoevaluarea cunoștințelor dobândite în clasa a VIII-a o puteți realiza răspunzând la întrebările din cele două tipuri de teste prezentate mai jos.

Test de tip I care cuprinde întrebări cu complement simplu: se oferă 5 (cinci) răspunsuri din care veți alege *un singur răspuns corect*. Textul de prezentare al întrebărilor este: **„La următoarele întrebări alegeți răspunsul corect".**

Test de tip II care cuprinde întrebări cu complement grupat: se oferă 4 (patru) răspunsuri notate cu a); b); c) și d). Veți alege combinația corectă care va fi prezentată astfel: **„La următoarele întrebări alegeți afirmațiile corecte și răspundeți cu:**

A dacă soluțiile a); b) și c) sunt corecte;

B dacă soluțiile a) și c) sunt corecte;

C dacă soluțiile b) și d) sunt corecte;

D dacă *numai* soluția d) este corectă;

E dacă toate soluțiile sunt corecte sau toate false.

Test de autoevaluare de tip I. La următoarele întrebări alegeți *răspunsul corect*:

1. Numărul protonilor din nucleu se numește: A) nucleoni; B) număr de masă; C) număr atomic; D) masă atomică; E) număr de masă.

2. Numărul de masă notat cu *A* reprezintă: A) suma numerelor de protoni și electroni; B) suma numerelor de protoni și neutroni din nucleu; C) numărul de neutroni din nucleu; D) suma numerelor de nucleoni și electroni; E) numărul de protoni ai atomului.

3. Izotopii sunt speciile de atomi cu: A) același număr de protoni și neutroni; B) același număr de neutroni și electoni; C) aceeași sumă a numerelor de protoni și neutroni; D) aceeași sarcină nucleară *Z*, dar cu număr de neutroni diferiți; E) același număr de electroni.

4. Elementele din grupele principale ale sistemului periodic au pe ultimul strat un număr de electroni egal cu: A) numărul grupei; B) numărul perioadei; c) numărul ultimului strat; D) numărul atomic; E) numărul de masă.

5. Numărul straturilor electronice este egal cu: A) numărul grupei principale; B) numărul grupei secundare; C) numărul electronilor din învelișul electronic; D) numărul electronilor de valență; E) numărul perioadei în care se găsește elementul respectiv.

6. Configurația electronică a elementului situat în perioada a 3-a și grupa VI^a este: A) $K\to 2e^-$, $L\to 8e^-$, $M\to 8e^-$; B) $K\to 2e^-$, $L\to 8e^-$, $M\to 6e^-$; C) $K\to 2e^-$, $L\to 6e^-$; D) $K\to 2e^-$, $L\to 6e^-$, $M\to 6e^-$; E) $K\to 1e^-$, $L\to 6e^-$, $M\to 8e^-$.

7. Elementul cu Z=11 este situat în sistemul periodic în: A) perioada a 2-a și grupa I^a;B) perioada a 3-a și grupa II^a; C) grupa I^a și perioada a 3-a; D) grupa I secundară și perioada a 3-a; E) grupa I^a și perioada 1.

8. Din grupul de elemente; Li; F; Mg; Cu; S; O și I, recunoașteți elementele cu caracter electronegativ: A) F, S,O, și I; B) Li, F, S, Cu și I; C) F, Mg, S, O și I; D) Cu, S, O, I; E) Li, Mg, Cu.

9. Din grupul elementelor de la punctul anterior **8)** recunoașteți pe cele cu caracter electropozitiv: A) Li, Mg, Cu și I; B) Li, Mg, S și I; C) F, Mg, Cu și S; D) Li, F, Mg; E) Li, Mg și Cu.

10. Din grupul substanțelor: KI; H_2S, HCl, CaO, $MgCl_2$ și CO_2 alegeți (recunoașteți) compușii cu legătură ionică: A) KI, HCl și $MgCl_2$; B) H_2S, CaO și $MgCl_2$; C) $MgCl_2$, CO_2 și KI; D) KI, CaO și $MgCl_2$; E) H_2S, HCl și $MgCl_2$.

11. Din grupul substanțelor de la punctul anterior **9)** recunoașteți pe cele cu legătură covalentă: A) H_2S, CaO și CO_2; B) H_2S, HCl și CO_2; C) KI, H_2S și HCl; d) $MgCl_2$, CO_2 și HCl; E) CaO, H_2S și CO_2.

12. Caracterul chimic al nemetalelor din perioada a 3-a crește de la: a) $Cl<S<P<Si$; B) $P<S<Cl<Si$; C) $Si<P<S<Cl$; D) $S<Cl<P<Si$; E) $Cl<Si<S<P$.

13. Tăria oxiacizilor nemetalelor din perioada a 3-a scade în sensul: A) $HClO_4>H_2SO_4>H_3PO_4$; B) de la stânga la dreapta: C) $H_3PO_4>H_2SO_4>HClO_4$; D) $H_2SO_4>HClO_4<H_3PO_4$; E) $H_3PO_4>H_2SO_4<HClO_4$.

14. Recunoașteți nemetalele care se găsesc în stare gazoasă, dintre cele menționate: B; He, P; H; I; Cl; S; N: A) B, P, H și N; B) He; P; I; Cl; C) P, H, I, He și N; D) H, I, Cl, și S; E) He, H, Cl și N.

15. Recunoașteți nemetalele care se găsesc în stare solidă, dintre cele menționate la testul anterior **14):** A) B, He, P și I; B) P, H, I și S; C) B, P, I și S; D) I, Cl, S și B; E) S, Cl, N și B.

16. Soluția de H_2SO_4 poate reacționa cu: A) metalele cu caracter puternic electropozitiv; B) oxizii metalici; C) bazele; D) sărurile; E) cu toate substanțele menționate.

17. În ori care din reacțiile specificate la testul **16)** se obține: A) H_2O; B) săruri; C) degajare de H_2; D) acizi mai volatili decât H_2SO_4; E) nici una din substanțele menționate.

18. Pentru obținerea $MgSO_4$, acidul sulfuric poate reacționa cu: A) Mg; B) MgO, C) $Mg(OH)_2$; D) $MgCO_3$; E) ori care din substanțele menționate.

19. La descompunerea termică a carbonatului de amoniu rezultă:

A) NH_3, CO_2 și H_2O; B) Numai NH_3; C) numai CO_2 și H_2O; D) numai vapori de apă; E) NH_4Cl și H_2O.

20. Amoniacul sintetizat din 5 moli de N_2 este oxidat până în faza de NO. Numărul molilor de NO rezultați este de: A) 5 moli; B) 15 moli; C) 7,5 moli; D) 10 moli; E 20 moli.

Test de autoevaluare de tip II

1. Numărul de atomi *Z* indică: a) numărul protonilor din nucleul atomului; b) numărul electronilor din învelișul de electroni; c) ordinea în care se succed elementele în sistemul periodic; d) numărul total al nucleonilor.

2. Compusul Na_2O – oxidul de sodiu – prezintă o legătură: a) covalentă; b) ionică; c) coordinativă; d) electrovalentă.

3. Nemetalele în stare solidă se deosebesc de metale prin: a) nu au luciu metalic; b) sunt rele conducătoare de căldură și electricitate; c) formează oxizi cu caracter acid; d) sunt sfărâmicioase.

4. Caracterul electronegativ al nemetalelor crește în perioadă de la: a) grupa III[a] la grupa VIII[a]; b) grupa I[a] la grupa III[a]; c) stânga la dreapta, d) dreapta spre stânga (grupa VIII spre grupa III).

5. Tendința de ionizare cea mai mică o au: a) elementele din grupa I[a]; b) metalele alcalino-pământoase; c) halogenii; d) gazele rare.

6. Alegeți grupul de nemetale care ionizează cel mai ușor: a) C, N și O; b) N, O și S; c) Si, P și S; d) F, Cl, Br și I.

7. În grupa VII[a], tăria hidroxizilor crește; a) de sus în jos; b) odată cu numărul straturilor electronice; c) cu raza atomilor; d) de jos în sus.

8. Alegeți caracteristicile oxizilor metalici solubili: a) în reacția cu H_2O formează acizi; b) în reacție cu H_2O formează baze; c) au caracter acid; d) au caracter bazic.

9. Recunoașteți compușii binari ai nemetalelor din cei menționați: a) hidrurile; b) oxizii; c) halogenurile; d) sulfurile.

10. Alegeți compușii ternari ai nemetalelor din cei menționați: a) oxiacizi; b) hidracizi; c) sărurile acizilor oxigenați; d) clorurile metalelor alcaline.

11. Precizați sensul în care variază tăria oxiacizilor în sistemul periodic: a) crește în perioadă odată cu caracterul electronegativ; b) scade în grupă odată cu numărul atomic *Z*; c) crește în perioadă de la stânga la dreapta; d) scade în grupă odată cu scăderea caracterului electronegativ.

12. Recunoașteți reacțiile soluției de HCl cu sărurile:

a) $HCl + Na_2CO_3 \rightarrow$; b) $HCl + NaOH \rightarrow$; c) $HCl + AgNO_3 \rightarrow$; d) $HCl + CuO$.

13. Acidul clorhidric în reacție cu amoniacul formează: a) o sare de amoniu; b) clorură de amoniu; c) un „fum“ alb; d) o soluție colorată.

14. Formula SO_3 corespunde: a) oxidului inferior al sulfului; b) un compus oxigenat al sulfului tetravalent; c) unui compus ionic; d) anhidridei sulfurice.

15. Hidrogenul sulfurat se poate obține: a) din sulf și apă; b) prin arderea hidrogenului în vapori de sulf; c) prin tratarea sulfaților cu acizi mai puternici; d) prin tratarea sulfurilor cu acizi mai puternici.

16. Se tratează 6 moli de Cu cu o soluție de HNO_3 de concentrație 80%. Determinați masa soluției de HNO_3 consumată: a) 1,26 kg soluție; b) 126 kg; c) 1260 g soluție; d) 12,6 kg soluție.

17. Cinci moli de CH_4 ard complet formând *x* g CO_2 și *y* g vapori de H_2O. Valorile lui *x* și *y* sunt: a) 180 g CO_2 și 220 g H_2O; b) 18 g H_2O și 22 g CO_2; c) 220 mg CO_2 și 180 mg H_2O; d) 220 g CO_2 și 180 g H_2O.

18. 240 g carbid (carbură de calciu) cu 80% puritate reacționează cu apa formând *z* moli de acetilenă și *w* g de hidroxid de calciu. Alegeți valorile corecte ale lui *z* și *w*: a) $z = 3$ moli și $w = 222$ g; b) $z = 3$ kmoli și $w = 222$ g; c) $z = 3 \cdot 10^3$ milimoli și $w = 0{,}222$ kg; d) $z = 3$ milimoli și $w = 222$ mg.

19. 8 kg soluție de acid acetic (oțet) de concentrație 9% reacționează cu *m* g sodă de rufe. Din reacție rezultă *a* moli de sare și *b* moli de gaz. Valorile lui *a* și *b* sunt: a) 12 moli sare și 6 moli gaz; b) 0,012 kmoli sare și 0,006 kmoli gaz; c) 12 moli sare și 0,006 kmoli gaz; d) 12 milimol sare și 6 milimol gaz.

20. 180 kg glucoză participă integral la formarea zaharozei. Cantitatea de zaharoză formată este: a) 10 kmol; b) 1 kmol; c) 360 kg; d) 342 kg zaharoză.

Sarcini finale. 1) Evaluați-vă performanțele la care ați ajuns confruntând răspunsurile date cu cele înregistrate în tabelele alăturate. Determinați-vă nota obținută, la fiecare test, după următorul calcul: 20 răspunsuri corecte... nota 9

Nr. răspunsurilor corecte = a... $x = \dfrac{9 \cdot a}{20}$

(Nr. punctelor realizate)

Nota $\dfrac{9a}{20} + 1$ din oficiu.

Media generală, realizată la ambele teste, se determină efectuând media aritmetică a celor două note obținute anterior.

2) Analizați-vă bine greșelile comise, stabiliți-vă lacunele pe care le aveți și reveniți asupra textului din manual, corespunzător acestor noțiuni.

Vă dorim succes!

RĂSPUNSURI TEST TIP I

	A	B	C	D	E
1			X		
2		X			
3				X	
4	X				
5					X
6		X			
7			X		
8	X				
9					X
10				X	
11		X			
12			X		
13	X				
14					X
15			X		
16					X
17		X			
18					X
19	X				
20				X	

RĂSPUNSURI TEST TIP II

	A	B	C	D	E
1	X				
2			X		
3					X
4		X			
5				X	
6				X	
7	X				
8			X		
9					X
10		X			
11					X
12		X			
13	X				
14				X	
15			X		
16		X			
17				X	
18		X			
19	X				
20			X		

CUPRINS

C A P . 1. Introducerea în studiul elementelor chimice

1.1 Structura atomului 3
1.2. Sistemul periodic al elementelor 9
1.3. Elementele cu caracter electopozitiv și elemente cu caracter electronegativ 11
1.4. Legături chimice 14
Exerciții și probleme – întrebări recapitulative 20

Partea întâi

NEMETALE

C A P . 2. Caractere generale ale nemetalelor

2.1. Poziția nemetalelor în sistemul periodic 22
2.2. Variația caracterului nemetalic în perioade și grupe 25
2.3. Proprietățile fizice și chimice generale ale nemetalelor 28
Exerciții și probleme recapitulative 38

C A P . 3. Oxigenul

3.1. Structura atomului de oxigen 39
3.2. Starea naturală a oxigenului 39
3.3. Prepararea oxigenului 39
3.4. Proprietățile fizice ale oxigenului 44
3.5. Proprietățile chimice ale oxigenului 44
3.6. Reacțiile de oxidare și clasificarea lor 48
3.7. Utilizările oxigenului în tehnică și în industrie 49
3.8. Importanța biologică a oxigenului 49
Probleme recapitulative 52

CAP. 4. Hidrogenul

4.1. Structura atomului de hidrogen 54
4.2. Starea naturală a hidrogenului 54
4.3. Obținerea hidrogenului 55
4.4. Proprietățile fizice ale hidrogenului 58
4.5. Proprietățile chimice ale hidrogenului 59
4.6. Alte utilizări ale hidrogenului 62
Probleme recapitulative 64

C A P . 5. Noțiuni despre grupa a VII-a principală a sistemului periodic al elementelor

5.1. Caractere generale 66
5.2. Clorul Cl 69
Probleme recapitulative 74
5.3. Acidul clorhidric HCl 75
5.4. Sărurile acidului clohidric 82
Exerciții și probleme recapitulative 83

C A P . 6. Noțiuni despre grupa a VI-a principală a sistemului periodic al elementelor

6.1. Caractere generale 85
6.2. Sulful (pucioasa) S 88
6.3. Clasificarea combinațiilor anorganice ale sulfului 91
6.4. Acidul sulfuric (vitriolul) H_2SO_4 91
Exerciții și probleme recapitulative 98

C A P . 7. Noțiuni despre grupa a V-a principală a sistemului periodic al elementelor

7.1. Caractere generale 100
7.2. Azotul (nitrogenul) N 103
7.3. Clasificarea combinațiilor anorganice ale azotului 105
7.4. Amoniacul NH_3 105
7.5. Sărurile de amoniu 109
Probleme recapitulative 111
7.6. Acidul azotic HNO_3 112
Exerciții și probleme recapitulative 118

C A P . 8. Noțiuni despre grupa a IV-a principală a sistemului periodic al elementelor

8.1. Caractere generale 121
8.2. Carbonul 124
8.3. Clasificarea compușilor carbonului 129
8.4. Monoxidul de carbon CO 130
8.5. Dioxidul de carbon CO_2 132
8.6. Acidul carbonic H_2CO_3 136
8.7. Sărurile acidului carbonic, carbonații 137
Exerciții și probleme recapitulative 139

Partea a doua

METALE

C A P . 9. Caractere generale ale metalelor

9.1. Poziția metalelor în sistemul periodic 141
9.2. Proprietățile fizice ale metalelor 141

9.3. Proprietățile mecanice ale metalelor 143
9.4. Aliaje 145
9.5. Proprietățile chimice ale metalelor 146
9.6. Seria de activitate 153
Exerciții și probleme recapitulative 156

C A P . 10. Aluminiul Al

10.1. Structura atomului de aluminiu 158
10.2. Starea naturală a aluminiului 158
10.3. Obținerea aluminiului 159
10.4. Proprietățile fizice ale aluminului 159
10.5. Proprietățile chimice ale aluminiului 159
Exerciții și probleme recapitulative 162

C A P . 11. Ferul Fe

11.1. Structura atomului de fer 164
11.2. Starea naturală a ferului 164
11.3. Proprietățile fizice ale ferului 165
11.4. Proprietățile chimice ale ferului 165
11.5. Metalurgia ferului 168
Exerciții și probleme recapitulative 171

C A P . 12. Cuprul Cu

12.1. Structura aomului de cupru 173
12.2. Starea naturală a cuprului 173
12.3. Proprietățile fizice ale cuprului 174
12.4. Proprietățile chimice ale cuprului 174
Exerciții și probleme recapitulative 177

C A P . 13. Studiul sumar al unor compuşi organici cu deosebită importanță practică şi industrială

13.1. Generalități 178
13.2. Metanul 179
13.3 Acetilena 183
Exerciții și probleme recapitulative 190
13.4. Alcoolul etilic 196
Exerciții și probleme recapitulative 197
13.5. Acidul acetic 200
Exerciții și probleme recapitulative 201
13.6. Grăsimi 202
13.7. Zahărul 205
Anexe 207
Test recapitulativ de autoevaluare 216
Cuprins 221

Lei 2800

ISBN 973-30-5377-5